

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання контрольної роботи

з дисципліни

«ХІМІЯ»

*(для студентів I курсу заочної форми навчання,
спеціальностей 263 – Цивільна безпека, 263 – Охорона праці,
275 – Транспортні технології)*

Харків – ХНУМГ ім. О. М. Бекетова – 2017

Методичні вказівки до виконання контрольної роботи з дисципліни «Хімія» (для студентів 1 курсу заочної форми навчання, спеціальностей 263 – Цивільна безпека», 263 – Охорона праці, 275 – Транспортні технології) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова; уклад.: О. О. Мураєва, Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева, С. В. Нестеренко. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2017. – 63 с.

Укладачі: канд. хім. наук **О. О. Мураєва,**
канд. хім. наук **Т. Д. Панайотова,**
канд. хім. наук **І. С. Зайцева,**
канд. техн. наук **С. В. Нестеренко**

Рецензент К. Б. Сорокіна кандидат технічних наук, доцент кафедри водопостачання, водовідведення і очистки вод Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рекомендовано кафедрою хімії, протокол № 5 від 26.12.15 р.

ЗМІСТ

Загальні зауваження	4
Завдання 1. Основні поняття і закони хімії.....	5
Завдання 2. Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва	10
Завдання 3. Хімічна кінетика і хімічна рівновага	17
Завдання 4. Розчини. Способи вираження складу розчину.....	24
Завдання 5. Розчини електrolітів. Гідроліз солей.....	28
Завдання 6. Фізичні і хімічні властивості металів.....	34
Завдання 7. Окисно-відновні реакції.....	40
Завдання 8. Електродні потенціали. Гальванічні елементи.....	44
Завдання 9. Корозія металів. Захист металів від корозії	49
Завдання 10. Добування і властивості органічних сполук.....	53
Список рекомендованої літератури.....	61
Додаток А.....	62

ЗАГАЛЬНІ ЗАУВАЖЕННЯ

У процесі вивчення курсу хімії студент повинний виконати контрольну роботу. Перед виконанням роботи необхідно вивчити теоретичний матеріал, розібрати розв'язання прикладів, наведених у цих вказівках перед кожним завданням. Для цього можна використовувати навчальні посібники з наведеного списку рекомендованої літератури. Не слід переходити до вивчення нових розділів курсу, доки детально не вивчений попередній.

Кожен студент виконує індивідуальний варіант контрольної роботи, Номер варіанта завдання відповідає порядковому номеру студента в груповому журналі академгрупи.

Розв'язання завдань і відповіді на теоретичні питання повинні бути коротко, але чітко обґрунтовані, за винятком тих випадків, коли по суті питання таке мотивування не потрібне, наприклад, коли потрібно скласти електронну формулу атому, написати рівняння реакції тощо. При розв'язанні завдань необхідно наводити весь хід розв'язання й математичні перетворення.

Контрольна робота повинна бути акуратно оформлена в окремому зошиті, для зауважень і позначок рецензента слід залишати широкі поля. Нумери й умови завдань необхідно *переписувати* в тій послідовності, в якій вони вказані у варіанті контрольної роботи. Робота повинна бути датована, підписана студентом і своєчасно надана на рецензування.

Не зараховану роботу, у якій є істотні помилки, слід виконати повторно відповідно до вказівок рецензента й надати на рецензування разом з не зарахованою роботою. Виправлення потрібно виконати в кінці зошита, а не в рецензованому тексті.

Контрольна робота, яка виконана не за своїм варіантом, викладачем не рецензується й не зараховується.

ЗАВДАННЯ 1

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Засвоїти наступний матеріал: основні положення атомно-молекулярної теорії, визначення атома, молекули. Атомна одиниця маси, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, поняття: моль, число Авогадро, молярна маса. Проста речовина, хімічний елемент. Ідеальний газ, закони газового стану, рівняння Менделєєва – Клапейрона. Закон Авогадро і наслідок з нього. Закон еквівалентів. Закони стехіометрії: закон збереження маси та енергії; закон сталості складу; закон кратних відношень; закон еквівалентів

Теоретична частина

Основи атомно-молекулярного вчення вперше були викладені М. В. Ломоносовим. В основі цього вчення лежить принцип дискретності речовини: будь-яка речовина складається з окремих, дуже малих частинок. Відмінність між речовинами зумовлена відмінністю між їхніми частинками: частинки однієї речовини однакові, частинки різних речовин – різні.

Частинки речовини перебувають у безперервному русі за будь-яких умов. Для більшості речовин такими частинками є молекули.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини. Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента, а молекули складних речовин – з атомів різних елементів.

Атом – це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Розміри атомів визначаються величинами порядку десятих часток нанометра ($\sim 10^{-10}$ м). Абсолютні маси атомів і молекул дуже малі: маса атома найлегшого елемента (Гідрогену) становить $1,67 \cdot 10^{-24}$ г, а маса атома одного з найважчих елементів – Плюмбуму – $3,4 \cdot 10^{-22}$ г. Зрозуміло, що такими величинами оперувати незручно, тому у розрахунках використовують не абсолютні значення мас атомів, а відносні.

Відносна атомна маса елемента ($A_r(X)$) дорівнює відношенню маси атома елемента до $1/12$ маси атома Карбону – 12. Маса атома ^{12}C дорівнює $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг. Одна дванадцята маси атома Карбону – 12, дорівнює: $\frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг, і прийнята за одну атомну одиницю маси (а.о.м.).

Відносна атомна маса елемента – це маса його атома, виражена в атомних одиницях маси: $A_r(X) = \frac{m(X)}{1/12 m(\text{C})}$,

де $m(X)$ – маса атома елемента X, $m(\text{C})$ – маса атома Карбону.

Наприклад, відносна атомна маса Гідрогену $Ar(H) = \frac{1,67 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 1 \text{ а.о.м.}$

Відносна молекулярна маса речовини (Mr) – це маса його молекули, виражена в атомних одиницях маси: $Mr(XY) = \frac{m(XY)}{\frac{1}{12}m(C)} = Ar(X) + Ar(Y)$;

$$Mr(X_a Y_b) = \frac{m(X_a Y_b)}{\frac{1}{12}m(C)} = aAr(X) + bAr(Y),$$

де $Mr(XY)$ – відносна молекулярна маса речовини XY ;

$Ar(X)$, $Ar(Y)$ – відносні атомні маси елементів X і Y .

Наприклад, $Mr(H_2O) = 2Ar(H) + Ar(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$.

Кількість молекул у макроскопічних тілах надзвичайно велика, тому прийнято зазначати не абсолютну кількість атомів і молекул, а відносну. Кількість молекул або атомів у певній речовині прийнято порівнювати з кількістю атомів, що містяться у 0,012 кг Карбону. Відносну кількість атомів і молекул у речовині характеризують фізичною величиною, яку називають **кількістю речовини (n)**. Кількість речовини виражається в молях.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, йонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 0,012 кг нукліда Карбону ^{12}C .

Кількість структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають **числом Авогадро (N_A)**. Число Авогадро становить $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Тоді кількість речовини можна розрахувати так:

$$n = N / N_A$$

Крім відносної молекулярної маси Mr , у хімії та фізиці широко застосовують поняття «молярна маса M ».

Молярною масою (M) називають масу речовини, взятої у кількості один моль, її виражають в грамах на моль (г/моль):

$$M = m/n.$$

Треба зауважити, що кількісно молекулярна і молярна маса однакові, але відносна молекулярна маса – безрозмірна величина, а молярна маса має розмірність г/моль).

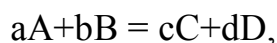
Закони хімії та фізики

Нижче наведені закони були відкриті у XVIII-XX ст. і стали базою і складовою частиною атомно-молекулярного вчення.

Закон сталості складу (Ж. Пруст, 1799 р.): *кожна чиста речовина молекулярної будови має сталий склад, який не залежить від способу її добування.* Закон поширюється, як згодом з'ясувалося, тільки на речовини молекулярної будови (дальтоніди). Речовини немоллекулярної будови - бертоліди (оксиди, нітриди, сульфід, карбіди, галогеніди металів), одержані за різних умов, можуть мати сталий і змінний склад.

Закон збереження мас речовин під час хімічних реакцій: *загальна маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.*

Закон об'ємних співвідношень (закон Ж. Гей-Люссака): об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного і до газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа. Якщо рівняння реакції між газами зобразити схемою



то закон об'ємних співвідношень записується наступним чином:

$$V(A) : V(B) : V(C) : V(D) = a : b : c : d,$$

де a, b, c, d – стехіометричні коефіцієнти.

Ідеальний газ – це теоретична модель газу, молекули якого не взаємодіють одна з одною, їхню потенційну енергію можна не враховувати, порівняно з кінетичною енергією, а зіткнення молекул зі стінками сосуду та одна з одною абсолютно пружні.

Рівняння стану ідеального газу – рівняння **Менделєєва – Клапейрона**

$$PV = (m/M)RT,$$

де P – тиск, Па; V – об'єм, м³; m – маса, г; M – молярна маса, г/моль; T – температура, К; R – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/ (моль К).

У деяких випадках зручно користуватися **об'єднаним газовим законом**:

$$PV/T = \text{const (для даної маси газу),}$$

або

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}.$$

Якщо $T = \text{const}$ та не змінюється маса газу, то добуток $PV = \text{const}$ або $P_1 V_1 = P_2 V_2$. Процеси, які відбуваються за сталої температури, називають **ізотермічними**.

Якщо $V = \text{const}$ та не змінюється маса газу, то відношення $P/T = \text{const}$ (закон Шарля), або $P_1/T_1 = P_2/T_2$, або $P_1/P_2 = T_1/T_2$. Процеси, які відбуваються за сталого об'єму, називають **ізохорними**.

Якщо $P = \text{const}$ та не змінюється маса газу, то відношення $V/T = \text{const}$ (закон Гей-Люссака), або $V_1/T_1 = V_2/T_2$, або $V_1/V_2 = T_1/T_2$. Процеси, які відбуваються за сталого об'єму, називають **ізобарними**.

Закон Авогадро: В однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакова кількість молекул.

Закон Авогадро діє, коли мова йде про гази, і не діє, коли маємо справу з твердими і рідкі речовинами.

Можна розрахувати об'єм, що займають $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (або 1 моль) будь-якого газу за нормальних умов (н.у.). Нормальними умовами вважають

температуру 0°C і тиск 101325 Па. Розрахований об'єм для будь-якого газу за н.у. дорівнює 22,4 л.

Наслідок із закону Авогадро: за однакових умов один моль будь-якого газу займає один і той самий об'єм, який називають молярним об'ємом.

$$V_M = \frac{V}{n},$$

де V_M – молярний об'єм газу л/моль або м³/моль;

V – об'єм даного газу, л або м³;

n – кількість речовини в об'ємі V , моль.

Приклади розв'язування задач

Приклад 1. Обчисліть масу заліза, що міститься в Феруму(III) оксиді Fe₂O₃ масою 320 кг.

Дано: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 320 \text{ кг}$	Розв'язання 1) Визначимо кількість речовини $n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)}.$
---	---

$M(\text{Fe}) - ?$

Розрахуємо молярну масу речовини Fe₂O₃:

$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль} = 0,16 \text{ кг/моль}.$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{320}{0,16} = 2 \cdot 10^3 \text{ моль}.$$

2) Визначимо $n(\text{Fe})$, що міститься в $2 \cdot 10^3$ моль Fe₂O₃:

1 моль Fe₂O₃ містить 2 моль Fe

$2 \cdot 10^3$ моль Fe₂O₃ – x ; $x = 4 \cdot 10^3$ моль

$n(\text{Fe}) = 4 \cdot 10^3$ моль.

3) Визначимо масу заліза $m(\text{Fe})$, що відповідає $4 \cdot 10^3$ моль Fe:

$$m(\text{Fe}) = M(\text{Fe}) \cdot n(\text{Fe}) = 0,056 \text{ кг/моль} \cdot 4 \cdot 10^3 \text{ моль} = 224 \text{ кг}.$$

Відповідь: $m(\text{Fe}) = 224 \text{ кг}.$

Виконати завдання

Завдання 1.

Варіанти 1– 6. При розкладанні якої маси (г) бертолетової солі ($2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$) утвориться:

Номер варіанта	Речовина	Кількість	Номер варіанта	Речовина	Кількість
1	O ₂	$1,2 \cdot 10^{20}$ атомів	4	O ₂	10^{19} молекул
2	KCl	10^{-1} моль	5	O ₂	18 мл
3	O ₂	240 м ³	6	KCl	25 г

Варіанти 7–14. Обчислити масу (г) таких речовин:

Номер варіанта	Речовина	Кількість	Номер варіанта	Речовина	Кількість
7	CO ₂	2·10 ²¹ молекул	8	HCl	40 см ³ (н.у.)
9	H ₂	10 ¹⁰ молекул	12	HBr	20 см ³ (н.у.)
10	O ₂	28 м ³ (н.у.)	13	NH ₃	10 ²⁵ молекул
11	HBr	10 ²⁰ молекул	14	NH ₃	10 дм ³ (н. у.)

Варіанти 15-25. Скільки атомів Сульфуру міститься в наведених речовинах:

Номер варіанта	Речовина	Кількість	Номер Варіанта	Речовина	Кількість
15	H ₂ S	10 см ³ (н.у.)	20	S	10 мг
16	H ₂ S	10 г	21	Na ₂ SO ₄	14,2 г
17	Na ₂ SO ₃	0,5 моль	22	MgSO ₄	1,2 г
18	Na ₂ SO ₃	378 г	23	SO ₂	2 дм ³ (н. у.)
19	H ₂ SO ₄	10г	24	SO ₃	100 см ³ (н. у.)
			25	Al ₂ (SO ₄) ₃	20 г

*В усіх варіантах обчислити об'єм газів за нормальних умов, якщо це і не було передбачено завданням.

У варіантах 17–19, 21, 22 обчислити об'єм SO₂ або SO₃ (н.у.), що знадобиться для утворення зазначеної кількості речовин.

Завдання 2. Вважаючи газ ідеальним і приймаючи до уваги наведені нижче дані, де m – маса газу, г; n – число молей; T – температура, К; P – тиск, Па; V – об'єм, м³; розрахувати невідомі величини.

№	Газ	M	N	T_1	T_2	P_1	P_2	V_1	V_2
	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	N ₂	100	–	273	273	1,013·10 ⁵	–	–	0,20
2	H ₂	–	15	273	–	–	1,299·10 ⁵	0,336	0,336
3	H ₂	6	–	298	298	–	1,49·10 ⁵	0,085	–
4	Cl ₂	–	1,4	–	300	1,164·10 ⁴	–	0,37	0,37
5	CO	–	–	273	–	1,013·10 ⁵	1,013·10 ⁵	0,188	0,350
6	CO	–	4,2	293	293	1,218·10 ⁵	–	–	0,100
7	CO	–	1,7	315	400	–	–	0,26	0,26
8.	CO ₂	–	–	275	400	1,27·10 ⁶	1,27·10 ⁶	–	0,013
9	CO ₂	123,2	–	280	280	–	1,3002·10 ⁵	0,06	–
10	CO ₂	–	1,5	298	–	–	4,2500·10 ⁵	0,01	0,01

№	Газ	M	N	T_1	T_2	P_1	P_2	V_1	V_2
	2	3	4	5	6	7	8	9	10
11	CS ₂	–	–	–	490	$2,138 \cdot 10^5$	$1,746 \cdot 10^5$	0,042	0,042
12	COCl ₂	237,6	–	273	273	$1,0131 \cdot 10^5$	–	–	0,154
13	H ₂ O	–	2	–	600	$4,157 \cdot 10^5$	$4,157 \cdot 10^5$	0,012	–
14	H ₂ O	–	–	330	330	$4,988 \cdot 10^6$	–	0,00165	0,00412
15	H ₂ O	104,4	–	–	390	$1,0287 \cdot 10^5$	–	0,15	0,15
16	H ₂ S	–	3	–	300	$1,013 \cdot 10^6$	$1,013 \cdot 10^6$	0,01	–
17	NH ₃	–	–	310	310	$7,05 \cdot 10^5$	–	0,015	0,008
18	NH ₃	–	5,5	298	–	$2,85 \cdot 10^6$	$2,85 \cdot 10^6$	–	0,01
19	SO ₂	64	–	–	347,8	$5,06 \cdot 10^6$	–	0,0012	0,0012
20	SO ₃	–	–	636,4	280	$3,12 \cdot 10^5$	$3,12 \cdot 10^5$	–	0,011
21	CH ₄	–	1	–	500	$1,013 \cdot 10^5$	–	0,0224	0,0224
22	CH ₄	96	–	288	288	–	$5,5256 \cdot 10^5$	0,013	–
23	CH ₄	–	–	461,9	–	$5,12 \cdot 10^6$	$5,12 \cdot 10^6$	0,003	0,006
24	C ₂ H ₂	–	2,5	298	298	$2,05 \cdot 10^5$	–	–	0,015
25	C ₂ H ₆	45	–	350	–	–	$1,013 \cdot 10^5$	0,034	0,034

ЗАВДАННЯ 2

БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Засвоїти наступний матеріал: загальні уявлення про будову атомів. Склад ядра атома. Характеристика поведінки електронів в атомах. Квантові числа. Правила, за якими формуються електронні оболонки атомів (принцип Паулі, правило Хунда, правила Клечковського). Електронні формули і схеми електронних структур (електронографічні формули) атомів. Періодичний закон Д.І. Менделєєва. Періодична система хімічних елементів. Вплив електронної будови атомів на властивості елементів. Енергія іонізації й спорідненості до електрона. Електронегативність елементів.

Теоретична частина

Атом складається із протонів, нейтронів і електронів. У центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, в якому містяться протони і нейтрони. Навколо ядра рухаються електрони.

Протон – це позитивно заряджена частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси (а.о.м.), а заряд умовно дорівнює +1.

Нейтрон – це електронейтральна частинка, маса якої дорівнює одній атомній одиниці маси.

Електрон – це негативно заряджена частинка, маса якої дорівнює 0,00054 а.о.м., а заряд умовно дорівнює –1.

Ядро має позитивний заряд, який дорівнює кількості протонів. Кількість протонів у ядрі атома визначається порядковим номером елемента в періодичній системі. Атом - це електронейтральна частинка. Тому кількість протонів в атомі завжди дорівнює кількості електронів. Отже, порядковий номер елемента вказує на заряд ядра (тобто, на кількість протонів у ядрі і на число електронів в атомі).

Маса атома A (інакше масове число) дорівнює сумі мас усіх частинок, які входять до складу атома. Враховуючи, що маса електронів порівняно з масою протонів і нейтронів незрівнянно мала, можна вважати, що маса атома визначається масою його протонів і нейтронів. Таким чином:

$$A = Z + N,$$

де A – масове число

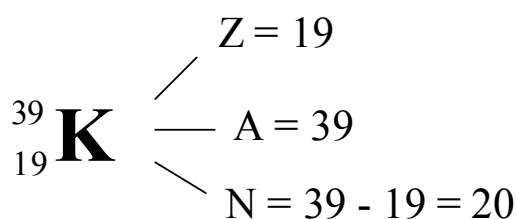
Z – число протонів (порядковий номер елемента);

N – число нейтронів.

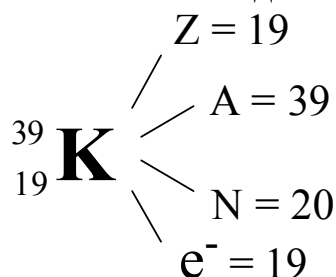
Наприклад, Калій K:

порядковий номер – 19; кількість протонів – 19; заряд ядра – +19; кількість електронів – 19.

Склад ядра:



Склад атома:



Хімічний елемент – це сукупність атомів з однаковим зарядом ядра.

Тому **періодичний закон Менделєєва** формулюють наступним чином: *властивості елементів, а також утворених ними простих і складних сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їхніх атомів.*

Будова електронної оболонки атома. Квантові числа

Електронна оболонка – це сукупність електронів в атомі.

Стан електронів в атомі можна уявити у вигляді електронної хмари з певною густиною електричного заряду в кожній точці. Електронні хмари різних електронів знаходяться на різних відстанях від ядра й мають різну форму.

Атомна орбіталь (АО) – геометричне уявлення про рух електрона в атомі. Така особлива назва (не орбіта, а орбіталь) свідчить про те, що рух електрона в атомі відрізняється від класичного руху за траєкторією й описується законами квантової механіки.

Атомна орбіталь – це простір навколо ядра атома, в якому ймовірність знаходження електрона найбільш висока (90-95 %).

Електронну структуру і властивості електронів атома визначають квантові числа.

1. **Головне квантове число n** визначає енергію електрона в атомі й може набувати значень від 1 до ∞ (тільки цілі, позитивні числа). Чим менше n , тим більше енергія взаємодії електрона з ядром (тим ближче до ядра знаходиться електрон). Електрони з однаковим значенням n утворюють енергетичний рівень. Кількість рівнів, на яких перебувають електрони, збігається з номером періоду, у якому знаходиться елемент у періодичній системі. Номера цих рівнів позначають цифрами 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (рідше – літерами K, L, M, N, O, P, Q).

2. **Орбітальне (побічне) квантове число l** визначає форму орбіталі. Воно може набувати значень тільки цілих чисел від 0 до $(n - 1)$, де n – головне квантове число. $l = 0, 1, 2, 3 \dots (n - 1)$.

Крім числових орбітальне квантове число l має і літерні позначення:

Числове позначення орбітального квантового числа (l)	0	1	2	3	4
Літерне позначення	s	p	d	f	G

Електрони з однаковим значенням l утворюють підрівень. Підрівні позначаються літерами s, p, d, f, ... Кількість енергетичних підрівнів дорівнює номеру даного енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа. Так на першому енергетичному рівні ($n = 1$) є один підрівень (s), на другому енергетичному рівні ($n = 2$) можливі тільки два підрівня (s і p), для яких $l = 0$ (s-підрівень), $l = 1$ (p-підрівень), на третьому ($n = 3$) – три підрівня (s, p і d) і т. д. Кількість енергетичних підрівнів дорівнює номеру даного енергетичного рівня, тобто значенню головного квантового числа n .

Підрівні відрізняються один від одного енергією зв'язку електрона з ядром.

Орбіталі одного підрівня ($l = \text{const}$) мають однакову енергію й форму.

s-орбіталь має сферичну форму, p-орбіталь має форму гантелі (вісімки), d- і f-орбіталі мають більш складні форми.

Позначення орбіталі включає номер енергетичного рівня й літеру, що відповідає даному підрівню: 1s, 3d- орбіталі.

Таким чином, енергія електрона в атомі залежить не тільки від значення головного квантового числа n , але й від значення орбітального числа l . А це означає, що енергія електрона в атомі визначається сумою значень головного і орбітального квантових чисел $n + l$.

3. **Магнітне квантове число m_l** визначає розташування атомної орбіталі в просторі й може у межах певного підрівня приймати значення цілих чисел від $-l$ до $+l$, у тому числі значення нуль. Тобто m_l для даного значення l буде мати $(2l + 1)$ значень. Так, при $l = 0$ (це s- орбіталь) можливе тільки $m_l = 0$. Це означає, що s – орбіталь має однакову орієнтацію відносно трьох осей координат (рис. 1, а). При $l = 1$ (p- орбіталь) m_l може набувати трьох значень: $-1, 0, +1$.

Це означає, що можуть існувати три p – орбіталі (p_x, p_y, p_z) з орієнтацією за координатними осями x, y, z (рис. 1, б). При $l = 2$ (d- орбіталь) m_l може

набувати п'ять значень: $-2, -1, 0, +1, +2$. Це означає, що може існувати п'ять d -орбіталей і так далі.

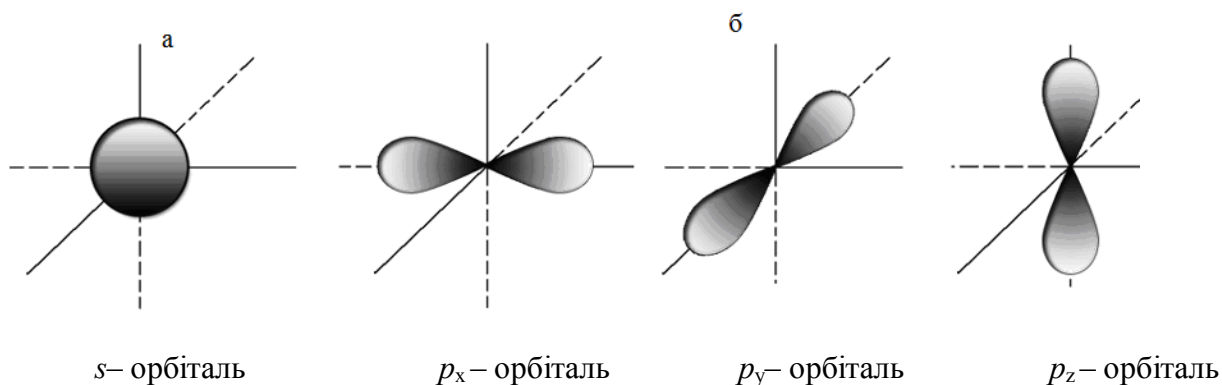
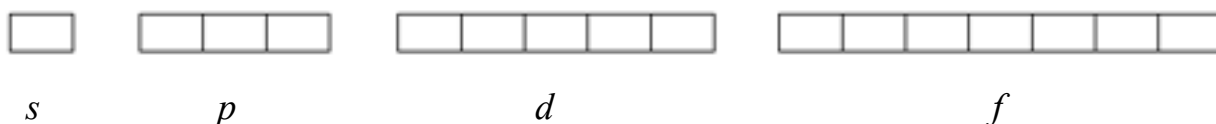


Рисунок 1 – Зображення атомних орбіталей

Магнітне квантове число визначає кількість значень орбіталей на підрівні, що дорівнює кількості значень m_l .

Орбітальне квантове число (l)	Магнітне квантове число (m_l)	Число орбіталей з даним значенням ($2l + 1$)
0 (s)	0	1
1 (p)	$-1, 0, +1$	3
2 (d)	$-2, -1, 0, +1, +2$	5
3 (f)	$-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7

Орбіталі зображують у вигляді енергетичних комірок, кількість яких на даному підрівні визначається кількістю значень магнітного квантового числа $m_l = 2l + 1$.



4. **Спінове квантове число m_s** може набувати тільки двох значень $+1/2$ і $-1/2$. Вони відповідають двом можливим і протилежним один одному напрямкам власного магнітного моменту електрона, що називають спіном (від англ. spin – веретено). Для позначення електронів з різними спінами використовують символи: \uparrow і \downarrow .

Отже, стан електрона в атомі визначається значеннями всіх чотирьох квантових чисел, які характеризують енергію електрона, його спін, форму електронної хмари і її орієнтацію у просторі.

Електронні та електронографічні формули

Будову електронних оболонок атомів записують за допомогою електронних формул.

Електронна формула – це форма запису електронної будови атома елемента з розподілом електронів за рівнями і підрівнями.

Запишемо електронну будову атома Гідрогену, при цьому скористаємося наступною формою запису:



Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів визначається обов'язковими правилами:

1) **принцип Паулі:** в атомі не може існувати навіть двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел. Наслідком цього правила є те, що на одній орбіталі не може перебувати понад два електрони з протилежно спрямованими спінами.

2) **правило Хунда:** спінове число електронів даного підрівня повинно бути максимальним.

Наприклад: на $2p$ -підрівні потрібно розмістити три електрона ($2p^3$)



– сумарний спін дорівнює $3/2$, відповідає правилу Хунда;



– сумарний спін дорівнює $1/2$, не відповідає правилу

Хунда.

Стабільному стану електрона в атомі відповідає мінімальне значення його енергії. Будь-який інший його стан є збудженим, нестабільним, з якого електрон самодовільно переходить у стан з більш низьким рівнем енергії. Тому *послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів визначається правилом найменшого запасу енергії:*

3) **правила Клечковського:**

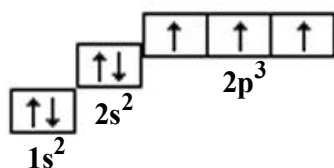
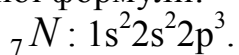
перше правило: електрони насамперед займають орбіталі з найменшим рівнем енергії, тобто з меншим значенням суми $n + l$.

друге правило: якщо сума $n + l$ двох різних орбіталей однакова, то першою заповнюється орбіталь, у якої n менше.

Для того, щоб написати електронну формулу атома, необхідно знати його порядковий номер у таблиці Менделєєва (він відповідає кількості електронів) і номер періоду (вказує на кількість енергетичних рівнів).

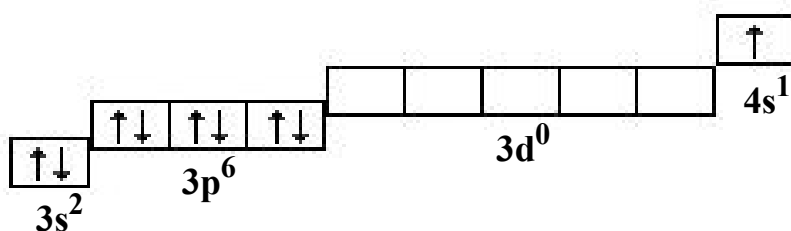
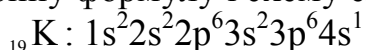
Запишемо електронну формулу **Нітрогену** (порядковий номер сім, період – другий). В атомі Нітрогену 7 електронів знаходяться на двох енергетичних рівнях. Ми вже знаємо, що на 1 рівні є тільки один підрівень – s , і на ньому можуть знаходитися максимально два електрони: $1s^2$. На 2 рівні є два підрівня – s і p : $2s2p$. На другому енергетичному рівні нам треба розмістити $7 - 2 = 5$ електронів: $2s^22p^3$.

Електронну будову атома Нітрогену можна записати за допомогою наступної формули:



– графічна електронна формула (три електрони на $2p$ - підрівні розміщуємо так, щоб сумарний спін був максимальним).

Складніше заповнюються електронні оболонки атомів елементів четвертого періоду – в них є по чотири енергетичних рівня. Запишемо електронну формулу і схему електронної структури атома Калію.



На третьому енергетичному рівні є три підрівня: s , p і d , але після заповнення $3p$ -орбіталі заповнюватися буде не $3d$, а $4s$ -орбіталь. Це відбувається відповідно до першого правила Клечковського. Справді, для $3d$ -підрівня ($n = 3$, $l = 2$) $n + l = 5$, а для $4s$ -підрівня ($n = 4$, $l = 0$) $n + l = 4$. Отже, енергія $4s$ -підрівня менша, ніж $3d$ -підрівня, тому $4s$ -підрівень повинен заповнюватися раніше.

З урахуванням правил Клечковського послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів атомів елементів має наступний вигляд:



Виконати завдання

1. Для наведених у таблиці пар елементів необхідно:

- скласти електронні й електронографічні формули;
- дати порівняльну характеристику хімічних властивостей елементів, залежно від їхнього розташування в періодичній системі Д.І. Менделєєва;
- визначити, до якого сімейства елементів (s -, p -, d -, f -) відносяться елементи;
- вказати, яку валентність мають ці елементи в основному і збудженому стані;
- скласти формули вищих оксидів елементів і вказати їхній характер (кислотний, основний, амфотерний).
- зазначити, який із двох елементів має більшу електронегативність?

Номер варіанта	Назва елемента	Номер Варіанта	Назва елемента
1	Силіцій, Титан	14	Телур, Молібден
2	Фосфор, Ванадій	15	Калій, Купрум
3	Хром, Сульфур	16	Аргентум, Йод
4	Манган, Хлор	17	Цирконій, Германій
5	Арсен, Ніобій	18	Арсен, Ванадій
6	Селен, Молібден	19	Ітрій, Галій
7	Титан, Германій	20	Бром, Манган
8	Рубідій, Аргентум	21	Сульфур, Молібден
9	Скандій, Галій	22	Стронцій, Цинк
10	Ванадій, Арсен	23	Йод, Технецій
11	Алюміній, Скандій	24	Кальцій, Цинк
12	Натрій, Хлор	25	Селен, Хром
13	Бром, Технецій		

2. Серед наведених електронних конфігурацій вказати неможливі. У чому причина неможливості їх реалізації у незбудженому стані атома?

Номер варіанта	Електронні конфігурації	Номер варіанта	Електронні конфігурації
1	$1p^3; 3d^3$	14	$4p^2; 3f^{10}$
2	$4s^1; 4p^7$	15	$4d^{14}; 4f^5$
3	$2d^1; 3d^4 4s^2$	16	$2p^6; 2d^4$
4	$3p^6; 3s^0 3p^1$	17	$3p^5; 1d^3$
5	$3d^{12}; 5p^6$	18	$2d^5; 3s^2$
6	$4p^3; 2f^1$	19	$5p^4 6s^1; 4f^{14}$
7	$4s^3; 5d^8$	20	$4s^4; 3d^8$
8	$4f^{11}; 3p^8$	21	$3p^5; 3f^5$
9	$2d^3; 4p^2$	22	$3d^{10}; 4p^8$
10	$3f^3; 2p^5$	23	$3d^{11}; 4f^{12}$
11	$2p^2 3s^1; 3d^3$	24	$2f^{13}; 3p^3$
12	$2p^4; 3d^{10} 4s^0$	25	$4p^4; 3s^3$
13	$1d^2; 4p^5$		

3. Зазначити, у яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи елементів містяться елементи, якщо відома будова зовнішніх електронних оболонок атомів. Навести назви та порядкові номери елементів:

Номер варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок	Номер Варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок
1	$2p^6 3s^2; 4s^2 4p^5$	14	$6s^2 6p^3; 3d^{10} 4s^1$
2	$3d^{10} 4s^2; 6s^2 6p^1$	15	$2p^6 3s^2; 3d^6 4s^2$
3	$3d^6 4s^2; 5p^6 6s^1$	16	$4p^6 5s^1; 5d^1 6s^2$

Номер варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок	Номер Варіанта	Будова зовнішніх електронних оболонок
4	$3s^2 3p^2; 2p^6 3s^1$	17	$6d^2 7s^2; 4d^8 5s^2$
5	$4d^5 5s^2; 4s^2 4p^6$	18	$5d^3 6s^2; 6p^6 7s^2$
6	$5d^2 6s^2; 3p^6 4s^2$	19	$4s^2 4p^4; 3d^7 4s^2$
7	$5p^6 6s^2; 6s^2 6p^2$	20	$3d^8 4s^2; 5s^2 5p^3$
8	$5d^4 6s^2; 4d^{10} 5s^2$	21	$5p^6 6s^1; 5d^5 6s^2$
9	$6s^2 6p^5; 2s^2 2p^4$	22	$5s^2 5p^2; 6p^6 7s^2$
10	$3p^6 4s^1; 5d^5 6s^2$	23	$3s^2 3p^3; 5s^2 5p^6$
11	$5s^2 5p^5; 5d^7 6s^2$	24	$6d^8 7s^2; 1s^2 2s^2$
12	$4p^6 5s^2; 3d^4 4s^2$	25	$5s^2 5p^1; 4d^4 5s^2$
13	$3s^2 3p^5; 1s^2 2s^1$		

4. Які підрівні яких електронних рівнів мають значення $(n+l)$ із тих, що наведені нижче? В якій послідовності їх заповнюють електрони?

Номер варіанта	$(n+l)$	Номер варіанта	$(n+l)$	Номер варіанта	$(n+l)$
1	1; 8	9	2; 8	17	8; 3
2	2; 7	10	4; 3	18	4; 1
3	6; 3	11	5; 4	19	2; 4
4	5; 1	12	6; 7	20	5; 7
5	2; 4	13	6; 5	21	3; 6
6	3; 5	14	5; 2	22	4; 2
7	4; 6	15	6; 3	23	5; 1
8	7; 1	16	1; 7	24	3; 4
				25	2; 5

ЗАВДАННЯ 3

ХІМІЧНА КІНЕТИКА І ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Засвоїти наступний матеріал: швидкість хімічної реакції (гомогенної, гетерогенної). Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин (закон дії мас). Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа. Енергія активації. Необоротні й оборотні реакції. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги. Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє. Фактори, які визначають напрямок протікання хімічних реакцій.

Теоретична частина

Розділ хімії, що вивчає швидкість перебігу хімічних реакцій, називається **хімічною кінетикою**.

Хімічна кінетика вивчає як гомогенні, так і гетерогенні реакції. Гомогенні реакції відбуваються в однорідному середовищі (гомогенній системі) в усьому

об'ємі системи. Гетерогенні реакції відбуваються в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) – між речовинами, які перебувають у різних фазах. Хімічна взаємодія у цьому разі відбувається на межі розподілу фаз.

Швидкість реакції характеризується зміною молярної концентрації будь-якої з вихідних речовин або кінцевих продуктів реакції за одиницю часу.

Для гомогенної реакції можна записати як:

$$V = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau} \text{ [моль/(л·с)]},$$

де V – швидкість реакції;

c_1 і c_2 – молярні концентрації однієї з реагуючих речовин у різні моменти часу τ_1 і τ_2 відповідно.

Знаки «+» і «-» вказують, за якою з речовин визначають швидкість реакції: якщо за вихідною – знак «-» (концентрація вихідних речовин під час перебігу реакції зменшується, $\Delta c < 0$, а швидкість завжди величина позитивна), якщо за кінцевою – знак «+».

Швидкість хімічної реакції залежить від природи реагуючих речовин, їхньої концентрації, температури, а також від присутності **каталізатора** (речовина, яка прискорює реакцію, а сама при цьому не змінюється), або **інгібітора** (речовина, яка сповільнює реакцію).

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин визначається законом дії мас (закон К. М. Гульдберга і П. Вааге): швидкість хімічної реакції за сталої температури прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції $aA + bB \rightarrow cC + dD$ закон дії мас можна записати так:

$$V = k[A]^a[B]^b,$$

де $[A]$ і $[B]$ – молярні концентрації речовин A і B , моль/л;

a і b – стехіометричні коефіцієнти;

k – коефіцієнт пропорційності, що називають константою швидкості реакції.

Для гетерогенних реакцій у вираз швидкості концентрація твердих речовин не входить.

Наприклад, для реакції $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$

$$V = k[O_2]$$

Константа швидкості (k) реакції відповідає швидкості реакції за концентрацій реагуючих речовин, що дорівнюють 1 моль/л.

З підвищенням температури швидкість хімічних реакцій здебільшого зростає. Згідно з **правилом Вант-Гоффа**: при підвищенні температури системи

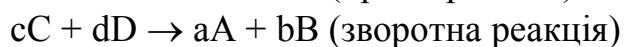
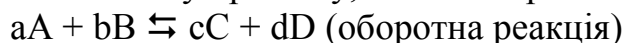
на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2–4 рази, або математично:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де V_{t_2} и V_{t_1} – швидкості реакції відповідно за вихідної t_1 і кінцевої t_2 температур;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, кількісне значення якого може бути цілим або дробовим.

Хімічна рівновага в оборотних реакціях. Оборотна реакція відбуваються як у прямому, так і в зворотному напрямку.



$$V_{\text{пр.}} = k_{\text{пр.}}[A]^a[B]^b; V_{\text{зв.}} = k_{\text{зв.}}[C]^c[D]^d.$$

Хімічна рівновага – це такий стан системи, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими ($V_{\text{пр.}} = V_{\text{зв.}}$). Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є її константа.

Для оборотної реакції

$$K = \frac{k_{\text{пр.}}}{k_{\text{зв.}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

де K – константа хімічної рівноваги;

$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – рівноважні концентрації (концентрації, що встановлюються в стані хімічної рівноваги) компонентів.

Для гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають у газовій або рідкій фазі.

Константа хімічної рівноваги визначає глибину перебігу процесу в момент досягнення стану рівноваги.

Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається за правилом, яке дістало назву принципу Ле Шательє: якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні, то в системі відбуватимуться зміни, які послаблюють цю дію.

На стан хімічної рівноваги впливають наступні чинники: концентрація реагуючих речовин, температура, тиск (тільки для газових систем).

Вплив концентрації на стан рівноваги. Згідно з принципом Ле Шательє, додавання до системи однієї з вихідних речовин спричиняє зміщенню рівноваги у бік утворення продуктів реакції, тобто вправо ($V_{\text{пр.}} > V_{\text{зв.}}$). Додавання продуктів реакції зміщує рівновагу у бік утворення вихідних речовин, тобто вліво ($V_{\text{зв.}} > V_{\text{пр.}}$).

Вплив температури на стан рівноваги. Згідно з принципом Ле Шательє, під час нагрівання системи, що перебуває у стані рівноваги, остання зміщується у бік того з двох протилежно направлених процесів, який супроводжується поглинанням теплоти (у бік **ендотермічної реакції**).

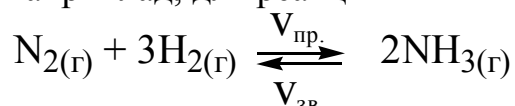
Охолодження сприяє зміщенню рівноваги у бік реакції, яка супроводжується виділенням теплоти (**екзотермічна реакція**).

$A + B \rightarrow C; +Q (-\Delta H)$ – екзотермічна реакція;

$A + B \rightarrow C; -Q (+\Delta H)$ – ендотермічна реакція

Вплив тиску на стан рівноваги. Тиск впливає на стан рівноваги тільки у газових системах, у разі якщо реакція перебігає із зміною об'ємів реагуючих речовин у газоподібному стані. Згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску зумовлює зміщення хімічної рівноваги у напрямку процесу, який супроводжується зменшенням об'єму (зменшенням кількості молекул газів), а зниження тиску – викликає зміщення рівноваги у протилежний бік.

Наприклад, для реакції



у разі підвищення тиску рівновага зміщується в бік зменшення кількості молекул газів, тобто в бік прямої реакції.

Приклад 1. Реакція перебігає за рівнянням $2 NO + O_2 = 2NO_2$. Константа швидкості цієї реакції при $500^\circ C$ дорівнює 0,18. Вихідні концентрації реагуючих речовин були: $[NO]_0 = 0,12$ моль/л і $[O_2]_0 = 0,27$ моль/л. Обчисліть початкову швидкість реакції і швидкість її, коли прореагувало 40% NO.

Розв'язання. Згідно з основним законом хімічної кінетики початкова швидкість прямої реакції дорівнює

$$V_0 = k[NO]_0^2 \cdot [O_2]_0 = 0,18 \cdot 0,12^2 \cdot 0,27 = 7 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л} \cdot \text{с)}^{-1},$$

де k – константа швидкості реакції.

На момент, коли прореагувало 40% NO, зменшення концентрації NO складає $0,12 \cdot 0,4 = 0,048$ моль/л, а концентрації O_2 , відповідно до стехіометрії, – 0,024 моль/л. Отже, поточні концентрації реагентів дорівнюють:

$$[NO] = [NO]_0 - 0,048 = 0,12 - 0,048 = 0,072 \text{ моль/л};$$

$$[O_2] = [O_2]_0 - 0,024 = 0,27 - 0,024 = 0,246 \text{ моль/л}.$$

Тоді поточна швидкість реакції

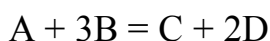
$$V = k[NO]^2 [O_2] = 0,18 \cdot 0,072^2 \cdot 0,246 = 2,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль(л} \cdot \text{с)}^{-1}.$$

Приклад 2. Швидкість гомогенної реакції при температурі $10^\circ C$ дорівнює $2,36 \cdot 10^{-2}$ моль(л · с)⁻¹. Визначте швидкість цієї реакції при температурі $60^\circ C$, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,3.

Розв'язання. Відповідно до емпіричного правила Вант-Гоффа швидкість реакції при температурі $60^\circ C$ складає

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10} = 2,36 \cdot 10^{-2} \cdot 2,3^{(60 - 10)/10} = 1,52 \text{ моль(л} \cdot \text{с)}^{-1}.$$

Приклад 3. Гомогенна реакція перебігає за рівнянням



Рівноважні концентрації реагентів: $[A] = 0,31$ моль/л; $[B] = 0,16$ моль/л; $[C] = 0,22$ моль/л. Константа рівноваги дорівнює 33,51. Визначте рівноважну концентрацію реагенту D, а також вихідні концентрації реагентів A й B.

Розв'язання. За законом діючих мас Гульдберга-Вааге константа хімічної рівноваги цієї реакції

$$K_p = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A] \cdot [B]^3}$$

Звідси рівноважна концентрація реагенту D дорівнює

$$[D] = \sqrt{\frac{K_p [A] [B]^3}{[C]}} = \sqrt{\frac{33,51 \cdot 0,31 \cdot 0,16^3}{0,22}} = 0,44 \text{ моль/л.}$$

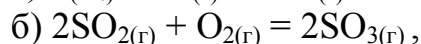
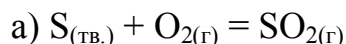
Відповідно до стехіометрії рівняння реакції зменшення концентрації реагенту A в ході реакції дорівнює 0,22 моль/л, а зменшення концентрації реагенту B – 0,66 моль/л. Отже, початкові концентрації цих реагентів:

$$[A]_0 = [A] + 0,22 = 0,31 + 0,22 = 0,53 \text{ моль/л,}$$

$$[B]_0 = [B] + 0,66 = 0,16 + 0,66 = 0,82 \text{ моль/л.}$$

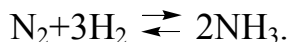
Виконати завдання

1. Як зміняться швидкості хімічних реакцій:



якщо об'єм кожної із систем зменшити в 2 рази, 4 рази?

2. Написати вираз для константи рівноваги наступної гомогенної системи:

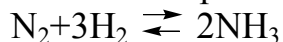


Як зміниться швидкість прямої реакції утворення аміаку, якщо:

а) збільшити концентрацію водню в 3 рази;

б) зменшити концентрацію азоту в 2 рази?

3. Рівняння реакції:



Концентрації речовин, що беруть участь у ній: $[N_2] = 0,80$ моль/л; $[H_2] = 1,5$ моль/л; $[NH_3] = 0,10$ моль/л. Обчислити концентрацію водню й аміаку, коли $[N_2] = 0,5$ моль/л.

4. Як і чому при зміні тиску зміщується рівновага системи

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ і не зміщується рівновага системи $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$? Написати вираз для констант рівноваги кожної з вищенаведених систем.

5. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2A + B \rightarrow A_2B$, якщо:

а) концентрацію речовини A збільшити в 2 рази;

б) концентрацію речовини A зменшити в 3 разів;

в) концентрацію речовини B збільшити в 4 рази;

г) концентрацію речовини A збільшити в 2 рази, а концентрацію речовини B зменшити в 2 рази?

6. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, якщо:

- а) збільшити тиск у системі в 3 рази;
- б) зменшити об'єм системи в 3 рази;
- в) підвищити концентрацію NO в 3 рази?

7. Як зміниться швидкість прямої реакції

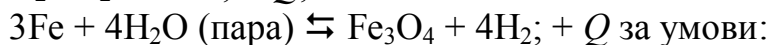
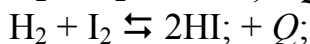
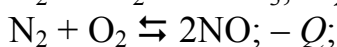
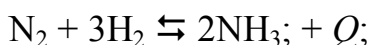
$\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо концентрація CO = 0,3 моль/л збільшилася до 1,2 моль/л, а концентрація Cl_2 = 0,2 моль/л збільшилася до 0,6 моль/л?

8. Пентахлорид фосфору (V) дисоціює при нагріванні за рівнянням



За певної температури з 2 моль PCl_5 , що перебувають у закритій посудині об'ємом 10 л, піддається розкладанню 1,5 моль. Обчислити константу рівноваги за цієї температури.

9. В який бік зміститься хімічна рівновага в реакціях:



а) підвищенні температури й тиску;

б) зниженні температури й тиску.

10. Знайти константу рівноваги реакції $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, якщо початкова концентрація N_2O_4 становила 0,08 моль/л, а до моменту настання рівноваги продисоціювало 50% N_2O_4 .

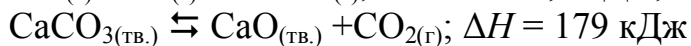
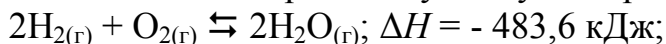
11. Система $\text{C}_{(\text{графіт})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г})}$ перебуває в стані рівноваги, $\Delta H = 172,5$ кДж. Вказати:

а) як зміниться вміст CO у рівноважній суміші з підвищенням температури при незмінному тиску?

б) з ростом загального тиску при незмінній температурі?

в) чи зміниться константа рівноваги при підвищенні загального тиску при незмінній температурі? При збільшенні температури?

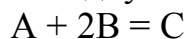
12. Як вплине на рівновагу наступних реакцій:



а) підвищення тиску;

б) підвищення температури?

13. Реакція між речовинами А і В відбувається за рівнянням

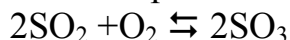


Вихідні концентрації становлять: $[\text{A}]_0 = 0,03$ моль/л, $[\text{B}]_0 = 0,05$ моль/л. Константа швидкості реакції дорівнює 0,4. Знайти початкову швидкість реакції й швидкість реакції після певного часу, коли концентрація речовини А в системі зменшиться на 0,01 моль/л.

14. У скільки разів необхідно збільшити концентрацію речовини В у системі $2\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} = \text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$, щоб при зменшенні концентрації речовини А в 4 рази швидкість прямої реакції не змінилася?

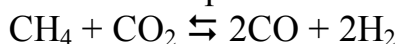
15. Рівняння реакції має вигляд: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Концентрації вихідних речовин: $[\text{NO}] = 0,03$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/л. Як зміниться швидкість реакції, якщо збільшити концентрацію кисню до 0,10 моль/л концентрацію NO до 0,06 моль/л?

16. Написати вираз для константи рівноваги гомогенної системи



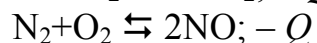
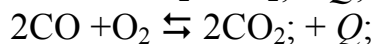
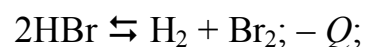
Як зміниться швидкість прямої реакції утворення SO_3 , якщо збільшити концентрацію SO_2 в 3 рази?

17. Написати вираз для константи рівноваги гомогенної системи



Як варто змінити температуру й тиск, щоб підвищити вихід водню? Пряма реакція утворення водню – ендотермічна.

18. Як вплине підвищення тиску при незмінній температурі на рівновагу наступних систем



В який бік змістяться рівноваги при підвищенні температури? Написати вираз для швидкостей прямих реакцій систем.

19. Рівновага реакції $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ встановилася за наступних концентрацій реагуючих речовин: $[\text{SO}_2] = 0,1$ моль /л, $[\text{O}_2] = 0,05$ моль /л, $[\text{SO}_3] = 0,9$ моль/л. Розрахувати, як зміниться швидкість прямої й швидкість зворотної реакції, якщо зменшити об'єм, який займають гази вдвічі. Чи зміститься при цьому рівновага? Відповідь дати на підставі розрахунку.

20. У дві посудини однакової ємності введено: 1 моль газу А і 2 моль газу В - у першій, 2 моль газу А і 1 моль газу В – у другій. Температура в обох посудинах однакова. Чи з однаковою швидкістю буде протікати реакція між А і В у тій та іншій посудині в наступних випадках:

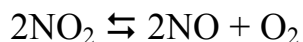
а) якщо вона описується рівнянням



б) якщо вона описується рівнянням

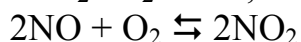
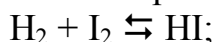


21. При нагріванні NO_2 у закритій посудині до певної температури рівновага реакції



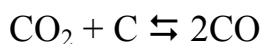
встановилася за наступних концентрацій: $[\text{NO}_2] = 0,06$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,24$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,12$ моль /л. Знайти константу рівноваги за цієї температури й вихідну концентрацію.

22. Розрахувати, як зміняться швидкості прямих і зворотних реакцій у зазначених нижче рівноважних системах при збільшенні тиску вдвічі:



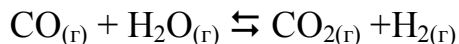
Виходячи з результатів розрахунку, вирішити, як відіб'ється на рівновазі цих систем зазначена вище зміна тиску.

23. Зазначити, якими змінами концентрацій реагуючих речовин можна зсунути вправо рівновагу реакції



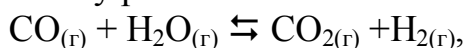
Яким тепловим ефектом супроводжується утворення CO у цій реакції, якщо підвищення температури зміщує рівновагу вправо?

24. Константа рівноваги гомогенної системи



за певної температури дорівнює 1. Обчислити рівноважні концентрації усіх реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації: $[\text{CO}] = 0,10$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$ моль/л.

25. Розрахувати константу рівноваги гомогенної системи



якщо рівноважні концентрації реагуючих речовин $[\text{CO}] = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,016$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,016$ моль/л. Як впливає зміна тиску в системі на стан хімічної рівноваги?

ЗАВДАННЯ 4

РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ СКЛАДУ РОЗЧИНУ

Засвоїти наступний матеріал: розчини, способи вираження їхнього складу. Концентрація розчинів: молярність, молярна і відсоткова (процентна) концентрації речовин, мольна частка.

Теоретична частина

Концентрація – це найважливіша характеристика будь-якого розчину. Вона визначає вміст речовини в одиниці маси або об'єму розчину (іноді розчинника).

Позначення:

X – розчинена речовина;

$m(\text{X})$ – маса речовини, г;

$m_{\text{розч.}}$ – маса розчину, г;

$m(\text{Y})$ – маса розчинника, г;

$V_{\text{розч.}}$ – об'єм розчину, л;

$\rho_{\text{розч.}}$ – густина розчину, г/см³;

$n(\text{X})$ – кількість речовини, моль;

$M(\text{X})$ – молярна маса речовини, г/моль.

ІЮПАК рекомендує використовувати кілька способів вираження кількісного складу розчинів, які ґрунтуються на сталості маси розчину, розчиненої речовини, розчинника чи об'єму розчину.

Способи вираження кількісного складу розчинів

1. **Масова частка речовини в розчині** – $\omega(\text{X})$ – це відношення маси розчиненої речовини $m(\text{X})$, що міститься в розчині до загальної маси цього розчину $m_{\text{розч.}}$.

2. Форма запису:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}} \text{ або } \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{розч.}}} \cdot 100\%$$

Одиниця вимірювання відносна. Допускається виражати масову частку речовини у частках одиниці або відсотках. $\omega(X)$ в %, називається також *відсотковою (процентною) концентрацією* й дорівнює масі речовини в 100 г розчину.

Наприклад, масова частка речовини H_2SO_4 у розчині сульфатної кислоти дорівнює 20 %. Це означає, що у розчині сульфатної кислоти масою 100 г міститься речовина H_2SO_4 масою 20 г.

2. Молярна або мольна частка розчиненої речовини X у розчині — це відношення кількості речовини X (в молях), що міститься у цьому розчині, до загальної кількості речовин у розчині (в молях).

Форма запису:

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X) + n(Y)} = \frac{m(X)/M(X)}{m(X)/M(X) + m(Y)/M(Y)},$$

де $\chi(X)$ — молярна або мольна частка розчиненої речовини X;

$n(X)$ — кількість молів розчиненої речовини X;

$n(Y)$ — кількість молів розчинника Y.

Одиниця вимірювання відносна.

Допускається виражати молярну або мольну частку в таких же одиницях, як і масову частку розчиненої речовини у розчині.

3. Молярна концентрація речовини X у розчині — це відношення кількості речовини $n(X)$, що міститься у розчині, до об'єму ($V_{\text{розч.}}$) цього розчину. Молярна концентрація речовини показує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1 дм^3 розчину.

В СІ основною одиницею молярної концентрації є моль/м^3 , а для практичного користування — моль/дм^3 або моль/л . Форма запису:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}}$$

Наприклад, молярна концентрація речовини натрій хлориду (NaCl) у розчині записується наступним чином:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(\text{NaCl})}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}}, \text{ моль/дм}^3.$$

Розчин з молярною концентрацією розчиненої речовини, яка дорівнює 1 моль/дм^3 , називається *одномолярним розчином* і позначається 1 М розчин ; $0,1 \text{ моль/дм}^3$ називається *децимолярним розчином* ($0,1 \text{ М розчин}$); $0,01 \text{ моль/дм}^3$, називається *сантимолярним* ($0,01 \text{ М розчин}$); $0,001 \text{ моль/дм}^3$ називається *мілімолярним* ($0,001 \text{ М розчин}$).

Для розчинів і газів дозволяється також позначення молярної концентрації речовини за допомогою квадратних дужок, в яких записується формула відповідної речовини.

Наприклад, $[\text{O}_2] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$.

Термін «молярна концентрація» повністю охоплює термін «молярність». Тому термін «молярність розчину» не рекомендується використовувати. Наприклад, не можна говорити «молярність розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4) 1 М».

Не допускається скорочення M для позначення одиниць вимірювання молярної концентрації. Не слід писати $C(\text{HCl}) = 0,1 \text{ М}$.

4. Моляльність розчиненої речовини в розчині (застаріла назва «моляльна концентрація» розчиненої речовини) – це відношення кількості речовини $n(\text{X})$ (в молях), що міститься у розчині, до маси m розчинника Y (в кг) цього розчину. Форма запису:

$$b(\text{X/Y}) = \frac{n(\text{X})}{m(\text{Y})} = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X}) \cdot m(\text{Y})}$$

Одиниця вимірювання моль/кг.

Наприклад, моляльність HCl у водному розчині записується так:

$$b(\text{HCl/H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{HCl})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}, \text{ моль/кг.}$$

Приклад 1. В 320 г води міститься 40 г кальцій хлориду, густина розчину дорівнює $1,08 \text{ г/см}^3$. Визначте масову частку, молярну концентрацію, моляльність і молярну частку розчиненої речовини.

Розв'язання: 1. Розрахуємо масову частку кальцій хлориду в розчині:

$$\omega(\text{CaCl}_2) \% = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{40}{40 + 320} \cdot 100\% = 11,1\%,$$

2. Розрахуємо молярну концентрацію кальцій хлориду в розчині $c(\text{CaCl}_2)$. Спочатку розрахуємо об'єм розчину наступним чином:

$$V_{\text{розч.}} = \frac{m_{\text{розч.}}}{\rho_{\text{розч.}}} = \frac{40 + 320}{1,08} = 333,3 \text{ мл} = 0,3333 \text{ л.}$$

Тоді молярна концентрація кальцій хлориду буде

$$c(\text{CaCl}_2) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V_{\text{розч.}}} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) V_{\text{розч.}}} = \frac{40}{111 \cdot 0,3333} = 1,08 \text{ моль/л.}$$

Скорочено молярна концентрація може записуватися (наприклад, для даної задачі) у вигляді 1,08 М.

3. Розрахуємо моляльність кальцій хлориду в розчині:

$$b\left(\text{CaCl}_2 / \text{H}_2\text{O}\right) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{40}{111 \cdot 0,32} = 1,13 \text{ моль/кг.}$$

4. Розрахуємо мольну або молярну частку кальцій хлориду в розчині:

$$\chi(\text{CaCl}_2) = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{n(\text{CaCl}_2) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2)}{m(\text{CaCl}_2)/M(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O})} =$$

$$= \frac{40/111}{40/111 + 320/18} = 0,02.$$

Виконати завдання

За даними, наведеним нижче в таблиці (де $V_{\text{розч.}}$ – об'єм розчину, $m(X)$ – маса розчиненої речовини, ρ – густина розчину, t – температура розчину, α – ступінь електролітичної дисоціації), розрахувати концентрації розчинів зазначених речовин (молярну концентрацію, моляльність, мольну і масову частки розчиненої речовини у відсотках).

Номер варіанта	Формула розчиненої речовини	V , л	$M(X)$, г	ρ , г/см ³	α	t , °C
1	CuSO ₄	1	319	1,200	0,90	0
2	NaCl	2	58,44	1,010	0,90	20
3	MgCl ₂	3	285,66	1,020	0,90	0
4	ZnSO ₄	4	159,55	1,010	0,90	25
5	CuCl ₂	5	672,26	1,06	0,90	0
6	Fe ₂ (SO ₄) ₃	6	399,69	1,016	0,90	21
7	Zn(NO ₃) ₂	7	1325,59	1,120	0,90	20
8	AgNO ₃	8	141,89	1,080	0,90	25
9	H ₂ SO ₄	9	88,20	1,001	0,90	20
10	HCl	10	365,00	1,010	0,90	15
11	HNO ₃	9	56,70	1,010	0,90	20
12	BaCl ₂	8	166,60	1,030	0,85	0
13	NiSO ₄	7	108,30	1,030	0,95	25
14	Pb(NO ₃) ₂	6	198,70	1,050	0,90	20
15	KCl	5	372,77	1,020	0,95	20
16	K ₂ Cr ₂ O ₇	4	124,96	1,100	0,80	20
17	KI	3	498,02	1,025	0,90	25
18	KMnO ₄	2	31,61	1,008	0,85	20
19	NH ₄ NO ₃	1	70,00	1,010	0,90	0
20	K ₂ CrO ₄	3	58,26	1,003	0,95	15
21	Na ₂ SO ₃	4	50,41	1,001	0,90	20
22	NH ₄ Cl	2	10,69	1,002	0,90	25
23	K ₂ CO ₃	5	69,075	1,001	0,95	0
24	AlCl ₃	6	638,154	1,025	0,85	20
25	ZnCl ₂	7	95,390	1,002	0,90	0

ЗАВДАННЯ 5

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК

Засвоїти наступний матеріал: електроліти; електролітична дисоціація; поняття про ізотонічний коефіцієнт; процес дисоціації кислот, основ і солей, дисоціація кислих і основних солей; ступінь дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від природи речовин, їхньої концентрації, температури; сильні й слабкі електроліти; дисоціація слабких електролітів; ступінчата дисоціація; константа дисоціації; закон розведення Оствальда; стан сильних електролітів у розчині, їхній уявний ступінь дисоціації; поняття про активну концентрацію й коефіцієнт активності. Зсув рівноваги в розчинах слабких електролітів при додаванні сильного електроліту з однойменним іоном. Обмінні реакції в розчинах електролітів. Колігативні властивості розчинів. Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник(pH). Значення pH у нейтральних, кислих і лужних розчинах.

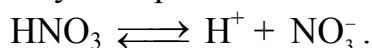
Теоретична частина

Електролітами називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Провідниками електричного струму в розчинах є позитивно заряджені (катіони) і негативно заряджені (аніони) частинки – іони, що утворюються внаслідок дисоціації молекул відповідного електроліту.

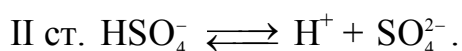
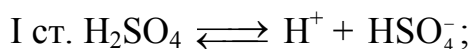
Електролітична дисоціація – процес розпаду молекул електроліту на іони під впливом полярних молекул розчинника.

Електроліти різною мірою дисоціюють на іони. Кількісно повноту перебігу процесу дисоціації характеризують **ступенем дисоціації α** , який дорівнює відношенню кількості молекул електроліту, що розпалися на іони у розчині, до загальної кількості молекул. Величина ступеня дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і природи розчинника, від температури та концентрації розчину. $0 \leq \alpha \leq 1$ або $0\% \leq \alpha \leq 100\%$. За величиною ступеня дисоціації у розчинах з молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/л електроліти поділяють на сильні ($\alpha > 30\%$) і слабкі ($\alpha < 3\%$). До сильних електролітів належать майже всі розчинні солі, луги, деякі кислоти (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 тощо).

Згідно з теорією електролітичної дисоціації, **кислоти** – це електроліти, які у процесі дисоціації у водному розчині **як катіон** утворюють тільки іони Гідрогену. Наприклад:

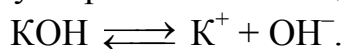


Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:

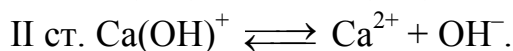
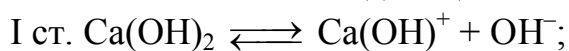


За першим ступенем дисоціація відбувається більш повно.

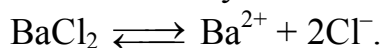
Основи – це електроліти, що у процесі дисоціації у водному розчині **як аніон** утворюють тільки гідроксид-іони OH^- . Наприклад:



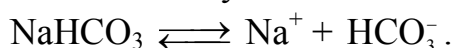
Багатоосновні основи дисоціюють ступінчасто:



Середні солі дисоціюють з утворенням катіонів металу та аніонів кислотного залишку:

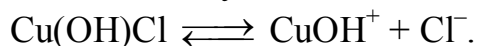


При дисоціації **кислих солей** утворюється катіон металу та аніон кислого кислотного залишку:



Подальша дисоціація іону HCO_3^- ($\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$) відбувається надзвичайно мало. Тому при написанні іонних рівнянь ми цей процес не фіксуємо.

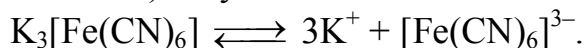
Основні солі при дисоціації утворюють гідроксокатіон металу та аніон кислотного залишку:



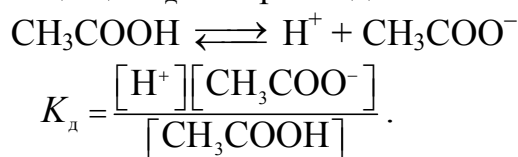
Подвійні солі при дисоціації утворюють прості іони:



Комплексні солі дисоціюють з утворенням простого і складного (комплексного) іону:



Процес дисоціації є зворотним. Тому для нього, як і для будь-якого зворотного процесу, можна записати константу рівноваги, яка в цьому випадку називається константою дисоціації K_d . Наприклад:



Величина K_d залежить тільки від природи речовин і температури.

Для **слабких електролітів** зв'язок між молярною концентрацією (c), ступенем дисоціації (α) і константою дисоціації (K_d) має вигляд:

$$K_d = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

де c – загальна концентрація електроліту, моль/л;

α – ступінь дисоціації.

Це рівняння є математичним виразом **закону розбавлення Оствальда**.

Для більшості слабких електролітів $\alpha \ll 1$, тому рівняння можна спростити:

$$K_d \approx c \cdot \alpha^2, \text{ звідки } \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}.$$

Це рівняння виражає залежність ступеня дисоціації слабкого електроліту від концентрації (із збільшенням концентрації розчину ступінь дисоціації електроліту зменшується). Підвищення температури приводить до збільшення ступеню дисоціації.

Для розчинів сильних електролітів рівняння Оствальда застосовувати не можна. Для характеристики властивостей цих розчинів користуються поняттям **активності** a (замість концентрації):

$$a = f c,$$

де a – активність іона;

c – фактична концентрація;

f – коефіцієнт активності (вносить поправку на взаємодію певного іона з навколишнім середовищем).

Для дуже розбавлених розчинів $f \approx 1$ і $a = c$.

Коефіцієнт активності можна розрахувати за рівнянням

$$\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{I},$$

де z – заряд іона;

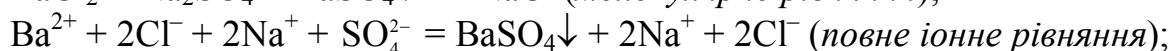
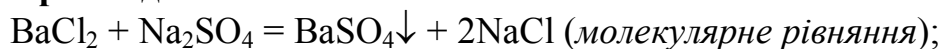
I – іонна сила розчину, яка визначається як половина суми добутків квадратів зарядів йонів на їхню концентрацію

$$I = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2.$$

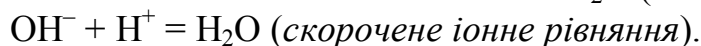
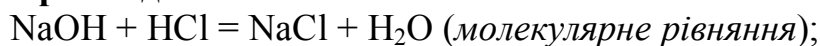
Іонні реакції в розчинах

Хімічні реакції, що відбуваються між розчинами електролітів, можна зображувати у вигляді молекулярних та іонних рівнянь. При складанні іонного рівняння в молекулярному стані залишають осад, слабкий електроліт і летку сполуку.

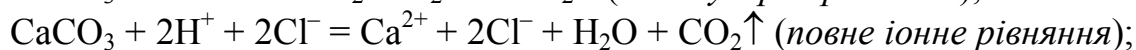
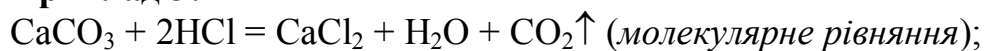
Приклад 1:



Приклад 2:



Приклад 3:



Колігативні властивості розчинів – це властивості, які залежать від кількості частинок розчиненої речовини у розчині та не залежать від хімічної природи розчиненої речовини.

Кріоскопія – це метод дослідження властивостей розчинів, що ґрунтується на визначенні температури їх замерзання.

Згідно з наслідком із закону Рауля, зниження температури кристалізації розчину пропорційне молярності розчиненої речовини в розчині:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = i \cdot K \cdot b(X) = i \cdot K \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де t_0 – температура кристалізації чистого розчинника, $^{\circ}\text{C}$;

t – температура кристалізації розчину, $^{\circ}\text{C}$;

K – кріоскопічна константа (для води $1,86^{\circ}\text{C} \cdot \text{кг/моль}$);

$b(X)$ – молярність розчиненої речовини, моль/кг (розчинника);

$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г;

$m(Y)$ – маса розчинника, г;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

i – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

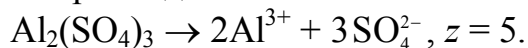
Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа можна виразити наступним рівнянням:

$$i = 1 + \alpha(z - 1),$$

де α – ступінь дисоціації;

z – кількість йонів, на які дисоціює одна молекула електроліту.

Наприклад:



Ебуліоскопія – метод дослідження властивостей розчинів, що ґрунтується на визначенні температури їх кипіння.

Згідно з наслідком із закону Рауля підвищення температури кипіння розчину пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини у розчині:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = t - t_0 = i \cdot E \cdot b(X) = i \cdot E \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)},$$

де t_0 – температура кипіння чистого розчинника, $^{\circ}\text{C}$;

t – температура кипіння розчину, $^{\circ}\text{C}$;

E – ебуліоскопічна константа (для води $0,52^{\circ}\text{C} \cdot \text{кг/моль}$);

$b(X)$ – молярність розчиненої речовини, моль/кг (розчинника);

$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г;

$m(Y)$ – маса розчинника, г;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

i – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

Осмоз – це одностороння дифузія молекул розчинника у розчин крізь напівпроникну мембрану, або дифузія розчинника із розчину з меншою концентрацією у розчин з більшою концентрацією.

Тиск, який слід прикласти до розчину, щоб осмос припинився, називається **осмотичним тиском**.

Вант-Гофф встановив, що осмотичний тиск не залежить від природи компонентів, що містяться у розчині, і збільшується пропорційно молярній концентрації розчиненої речовини $c(X)$ і абсолютній температурі T . Коефіцієнт пропорційності R – це універсальна газова стала, отже,

$$P_{\text{осм}} = i \cdot c(X) \cdot R \cdot T = i \cdot \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{\text{розч.}}} RT,$$

де $P_{\text{осм.}}$ – осмотичний тиск розчину, кПа;

$c(X)$ – молярна концентрація розчиненої речовини, моль/л;

R – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж /моль·К;

T – абсолютна температура, К;

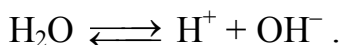
$m(X)$ – маса розчиненої речовини, г ;

$M(X)$ – молярна маса розчиненої речовини, г/ моль;

$V_{\text{розч.}}$ – об'єм розчину, л.

Дисоціація води. Водневий показник

Вода – дуже слабкий електроліт, який дуже слабо дисоціює згідно з рівнянням:



Константа дисоціації води має вигляд:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 25^\circ\text{C)}.$$

Рівноважна концентрація $[\text{H}_2\text{O}]$ залишається практично сталою величиною і дорівнює:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{m}{MV} = \frac{1000}{18 \cdot 1} = 55,6 \text{ моль/л.}$$

$$\text{Добуток } K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \text{const} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,6 = 10^{-14}.$$

Отже іонний добуток води при температурі 25°C є сталою величиною

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

У чистій воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л – нейтральне середовище.

Якщо $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ (наприклад, $[\text{H}^+] = 10^{-6}, 10^{-4}$ моль/л) – кисле середовище.

Якщо $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ (наприклад, $[\text{H}^+] = 10^{-8}, 10^{-10}$ моль/л) – лужне середовище.

Зручніше оперувати не концентраціями йонів (дуже малі дробові числа), а логарифмами цих величин.

pH – водневий показник, $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

pOH = $-\lg[\text{OH}^-]$.

Якщо $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, то $\text{pH} = -\lg 10^{-7} = 7$.

Тому в нейтральному водному розчині $pH = 7$, в кислому – $pH < 7$, в лужному – $pH > 7$. Із іонного добутку води випливає, що

$$pH + pOH = 14.$$

Приклад 1. Обчисліть концентрацію йонів Гідрогену і значення pH в 0,3 М розчині нітритної кислоти, якщо за температури 25^0 С константа дисоціації її дорівнює $4 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Розв'язання. Електролітична дисоціація нітритної кислоти перебігає за рівнянням $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$. Ступінь дисоціації нітритної кислоти, як слабкого електроліту, розраховуємо за рівнянням

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c(HNO_2)}} = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 3,65 \cdot 10^{-2}.$$

Концентрація йонів Гідрогену в розчині слабкої нітритної кислоти

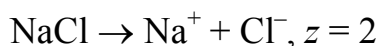
$$[H^+] = \alpha \cdot c(HNO_2) = 3,65 \cdot 10^{-2} \cdot 0,3 = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Значення водневого показника

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 1,1 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 1,1 = 1,96.$$

Приклад 2. За якої температури буде кристалізуватися 5%-вий розчин натрій хлориду? ($\alpha = 1$).

$$\text{Розв'язання. } \Delta t_{кр.} = t_0 - t = i \cdot K \cdot b(X) = i \cdot K \cdot \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(Y)};$$



$$i = 1 + 1(2 - 1) = 2.$$

Якщо прийняти масу розчину 100 г, то $m(NaCl) = 5$ г,

$m(H_2O) = 100 - 5 = 95$ г; $M(NaCl) = 58$ г/моль.

$$\Delta t_{кр.} = 2 \cdot 1,86 \frac{5 \cdot 1000}{58 \cdot 95} = 3,375^0C.$$

Вода кристалізується при 0^0C , отже, температура кристалізації розчину буде $t = 0 - \Delta t_{кр} = 0 - 3,375 = -3,375^0C$.

Виконати завдання

1. Для наведених нижче речовин: а) скласти рівняння дисоціації; б) розрахувати ступінь дисоціації, pH розчину, ізотонічний коефіцієнт (для багатоосновних кислот розрахунок проводити за константою дисоціації I ступеня); в) для кислот розрахувати концентрацію йонів H^+ , для основ – йонів OH^- .

Номер варіанту	Формула речовини	Назва Речовини	Константа дисоціації за першим ступенем K_1	Концентрація, моль/л
1	HF	фторидна кислота	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,1
2	HCOOH	форміатна кислота	$1,8 \cdot 10^{-4}$	0,001
3	HNO ₂	нітритна кислота	$4 \cdot 10^{-4}$	0,001
4	HIO ₃	йодатна кислота	$2,3 \cdot 10^{-11}$	0,01
5	HBO ₂	метаборатна кислота	$7,5 \cdot 10^{-10}$	0,01
6	H ₂ SO ₃	сульфітна кислота	$1,6 \cdot 10^{-2}$	0,1
7	HCN	ціанідна кислота	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,01
8	AgOH	аргентум гідроксид	$5,0 \cdot 10^{-5}$	0,001
9	C ₆ H ₄ OHCOOH	саліцилатна кислота	$1,1 \cdot 10^{-3}$	0,001
10	HClO	гіпохлоритна кислота	$5,0 \cdot 10^{-8}$	0,01
11	H ₃ BO ₃	ортоборатна кислота	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,01
12	LiOH	літій гідроксид	$6,8 \cdot 10^{-2}$	0,1
13	H ₂ S	сульфідна кислота	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,001
14	H ₂ CO ₃	карбонатна кислота	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,001
15	HBrO	гіпобромітна кислота	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,01
16	H ₃ PO ₄	ортофосфатна кислота	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,01
17	H ₃ PO ₃	ортофосфітна кислота	$7,1 \cdot 10^{-2}$	0,1
18	H ₂ C ₂ O ₄	оксалатна кислота	$5,4 \cdot 10^{-2}$	0,1
19	C ₃ H ₇ COOH	масляна кислота	$1,5 \cdot 10^{-5}$	0,01
20	CH ₃ COOH	ацетатна кислота	$9,6 \cdot 10^{-4}$	0,1
21	Pb(OH) ₂	плюмбум гідроксид	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,001
22	C ₂ H ₅ COOH	пропіонатна кислота	$1,3 \cdot 10^{-5}$	0,1
23	C ₆ H ₅ COOH	бензоатна кислота	$6,1 \cdot 10^{-5}$	0,1
24	H ₂ TeO ₄	теллуратна кислота	$2,5 \cdot 10^{-8}$	0,01
25	NH ₄ OH	амоній гідроксид	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,01

2. Для наведених у таблиці (див. с. 27) речовин розрахуйте температури кипіння, замерзання і осмотичний тиск розчинів.

ЗАВДАННЯ 6 МЕТАЛИ. ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Засвоїти наступний матеріал: розташування металів у періодичній системі. Класифікація металів. Будова кристалічних ґраток металів, металічний зв'язок. Загальні фізичні та хімічні властивості металів. Ряд електрохімічних потенціалів.

Загальні відомості про метали

До металів належить більшість елементів періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва – з відкритих 118 елементів 96 – метали.

До металів відносяться:

s-елементи – елементи головних підгруп I і II груп (крім Гідрогену);

p-елементи – елементи головних підгруп III групи (крім Бору), IV групи (Станум, Плюмбум), V групи (Бісмут);

d-елементи – всі елементи побічних підгруп;

f-елементи – всі елементи з родин лантаноїдів та актиноїдів.

Перші дві групи (s- і p-метали) іноді називають простими металами, а дві останні (d- і f-метали) – перехідними, оскільки вони виконують функцію неначе сполучної ланки між s- і p-металами і виявляють вторинну періодичність у змінюванні потенціалів іонізації, атомних радіусів, фізичних і хімічних властивостей.

Відмінною особливістю атомів металів є те, що кількість їх валентних електронів значно менша, ніж число валентних орбіталей. Більшість металів мають кристалічну структуру, яку можна представити у вигляді кристалічної ґратки, у вузлах якої знаходяться позитивні іони, а в міжвузлях – валентні електрони («електронний газ»), які здійснюють зв'язок між йонами і легко пересуваються усередині кристалу (рис. 2). Навіть невелике збудження призводить до міграції електронів. Цим пояснюється висока тепло - і електропровідність металів.

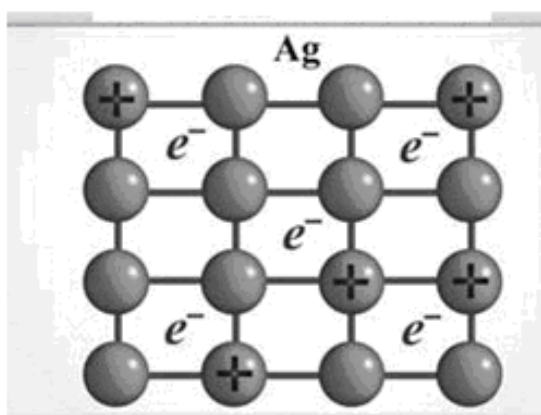
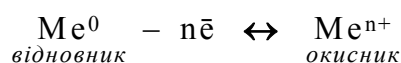


Рисунок 2 – Металічний зв'язок

Хімічні властивості металів

За своїми хімічними властивостями всі метали є *відновниками* – вони порівняно легко віддають валентні електрони, переходячи в позитивно заряджені йони, тобто окислюються. Основний процес, що характеризує хімічні властивості металів можна записати таким чином:



Російським вченим М. М. Бекетовим на основі експериментальних дослідів був складений *витискувальний ряд* (*ряд напруг, ряд активностей*) металів, який достатньо точно характеризує відносну активність металів:

Відновні властивості металів знижуються

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, **H**, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

Окисні властивості йонів металів зростають

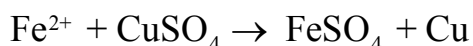
У ряді активності металів присутній і Гідроген, хоча він і не є металом. Це зроблено тому, що, в переважній більшості випадків, про хімічну активність металів судять за їхніми реакціями з кислотами і водою, які супроводжуються витисненням водню.

Ряд активностей металів дозволяє прогнозувати перебіг хімічних реакцій за участю металів:

1. Зліва направо відновні властивості металів зменшуються – найсильнішим відновником є металевий літій, а найслабшим – золото.

2. Зліва направо окисні властивості йонів металів зростають, тож йон Au^{3+} – самий сильний окисник, а йон Li^{+} – найслабший.

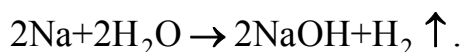
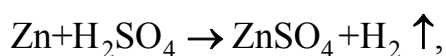
3. Метали (крім лужних і лужноземельних) витісняють наступні метали в ряду з водних розчинів їх солей. Наприклад, залізо може витіснити мідь з розчинів її солей:



проте Cu залізо з розчину FeSO_4 витіснити не буде.

Більш активні лужні і лужноземельні метали, занурені в розчини солей інших металів, будуть реагувати безпосередньо з водою.

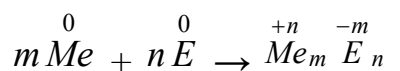
4. Метали, що стоять у ряді напруг лівіше Гідрогену, здатні витіснити його з розчинів розбавлених кислот (крім нітратної кислоти), а метали, що стоять в ряду до алюмінію, витісняють водень з води навіть за звичайної температури:



Метали від літію до алюмінію прийнято вважати сильними або активними відновниками, від титану до плюмбуму – відновниками середньої активності, а розташовані у ряді напруг після Гідрогену – слабкими або малоактивними відновниками.

Метали здатні реагувати з неметалами, водою, кислотами і солями. У всіх цих випадках метали окиснюються і є відновниками.

Взаємодія металів з неметалами (Е) з утворенням відповідної бінарної сполуки згідно схеми:

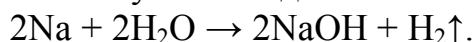


Легкість взаємодії залежить від відновної здатності металу та окисної активності неметалу – чим значнішими вони є, тим легше відбувається взаємодія. В таблиці наведені реакції взаємодії металів з неметалами.

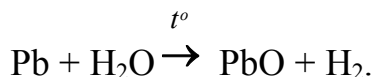
Реагент	Рівняння реакції	Продукт	Метали, що реагують
Водень	$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$	Гідрид	Метали ІА и ІІА груп (окрім Ве).
Кисень	$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{O}_2$	Оксид Оксид Пероксид	Усі, крім золота, срібла та платинових металів (платино їди)
Хлор	$2\text{Zn} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{ZnCl}_2$ $2\text{Au} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AuCl}_3$	Хлорид	Усі
Сірка	$\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$	Сульфід	Усі, крім золота і платиноїдів
Азот	$6\text{Na} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{N}$ $2\text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{AlN}$	Нітрид	Лужні, лужноземельні, магній
Фосфор	$3\text{Ca} + 2\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2$	Фосфід	Більшість
Вуглець	$\text{Mg} + 2\text{C} \rightarrow \text{MgC}_2$ $4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$	Карбід	Більшість
Кремній	$2\text{Ca} + \text{Si} \rightarrow \text{Ca}_2\text{Si}$	Силіцид	Більшість

Взаємодія металів з водою

а) активні метали, що знаходяться в ряду активності металів до Mg, реагують з водою з утворенням лугів та водню:



б) метали середньої активності від Al до Гідрогену реагують із водою в більш жорстких умовах (наприклад, при нагріванні) з утворенням оксидів й водню:



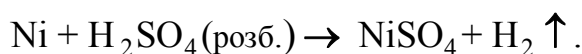
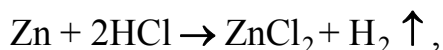
в) малоактивні метали, які містяться після Гідрогену з водою не реагують ні за яких умов.

Взаємодія металів з кислотами

Продукти взаємодії металів з кислотами залежать від активності металу, виду і концентрації кислоти та від температури.

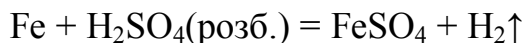
Кислоти умовно можна розділити на 2 групи:

І група – кислоти, що володіють невисокою окисною здатністю: HCl, HBr, HI, H₂SO₄(розб.), H₃PO₄, H₂S, CH₃COOH. В них окисником є іони H⁺. При взаємодії цих кислот з металами утворюються солі й виділяється водень:



З кислотами першої групи реагують метали, що стоять в ряду активності лівіше водню. Метали, які мають змінний ступінь окиснення, хлоридною і

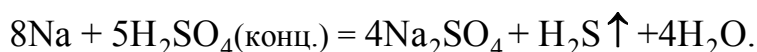
розбавленою сульфатною кислотами окиснюються, як правило, до нижчих ступенів окиснення, наприклад, залізо Fe окиснюється до Fe^{2+} , а не до Fe^{3+} :



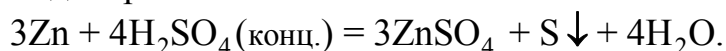
Плюмбум (Pb) практично не взаємодіє з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами, оскільки на його поверхні утворюється щільна нерозчинна плівка хлориду або сульфату плюмбуму (II).

II група – кислоти, що володіють високою окисної здатністю: $\text{HNO}_3(\text{розб.})$, $\text{HNO}_3(\text{конц.})$, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})$. В цих кислотах окисниками є аніони кислот. У концентрованій сульфатній кислоті окисником є сульфат-іон SO_4^{2-} , в якому Сульфур знаходиться в ступені окиснення +6. Залежно від активності металу, сульфатна кислота може відновлюватися до гідрогенсульфіду $\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$, сірки $\overset{0}{\text{S}}$ або сульфур (IV) оксиду $\overset{-4}{\text{S}}\text{O}_2$:

а) в результаті взаємодії активних металів з концентрованою сульфатною кислотою утворюються сіль, вода і переважно H_2S :



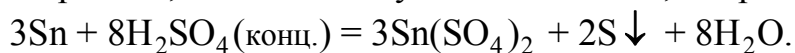
б) метали середньої активності відновлюють концентровану сульфатну кислоту переважно до сірки:



в) малоактивні метали відновлюють концентровану сульфатну кислоту переважно до SO_2 , наприклад:



г) метали змінної валентності концентрованою сульфатною кислотою окиснюються, як правило, до вищого ступеня окиснення, наприклад:

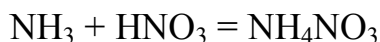


Благородні метали з концентрованою сульфатною кислотою не взаємодіють ні за яких умов.

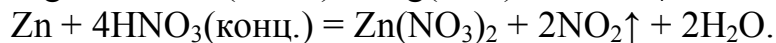
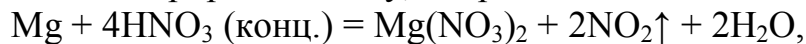
Метали (Al, Fe, Cr, Ni, Ti, V та ін.) за звичайних умов не взаємодіють з концентрованою сульфатною кислотою (пасивуються). Тому, наприклад, концентровану сульфатну кислоту можна зберігати в ємностях із звичайної нелегованої сталі. Чим лівіше в ряді напруг знаходиться метал, тим повніше відновлюється сульфатна кислота.

Окисником в нітратній кислоті є нітрат - іони NO_3^- з Нітрогеном в ступені окиснення +5. В результаті взаємодії металів з нітратною кислотою водень не виділяється. Нітратна кислота окиснює всі метали, за винятком самих неактивних (Au, Pt). В результаті реакції утворюються сіль, вода і продукти відновлення Нітрогену(+5): $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_4^+$, $\overset{0}{\text{N}}_2$, $\overset{+1}{\text{N}}_2\text{O}$, $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$, $\overset{+3}{\text{HNO}}_2$, $\overset{+4}{\text{NO}}_2$. Вільний

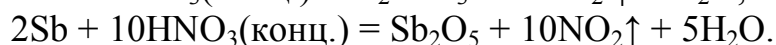
амоніак не виділяється, оскільки він взаємодіє з нітратною кислотою, утворюючи нітрат амонію:



В результаті взаємодії металів з концентрованою нітратною кислотою (30–60 % HNO_3) продуктом відновлення HNO_3 є переважно нітроген (IV) оксид, незалежно від природи металу, наприклад:



Метали змінної валентності під час взаємодії з концентрованою нітратною кислотою окиснюються до вищого ступеня окиснення. Метали, які окиснюються до ступеня окиснення +4 і вище, утворюють кислоти або оксиди. Наприклад:



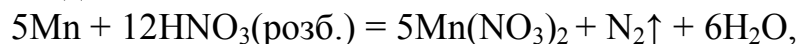
У концентрованій нітратній кислоті пасивуються алюміній, хром, залізо, нікель, кобальт, титан і деякі інші метали. Після обробки нітратною кислотою ці метали не взаємодіють і з іншими кислотами.

В результаті взаємодії металів з розбавленою нітратною кислотою продукт її відновлення залежить від відновних властивостей металу: чим активніший метал, тим в більшій мірі відновлюється нітратна кислота.

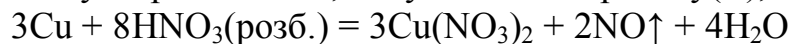
а) активні метали відновлюють розбавлену нітратну кислоту максимально, тобто утворюється сіль, вода і NH_4NO_3 , наприклад:



б) метали середньої активності під час взаємодії з розбавленою нітратною кислотою утворюють сіль, воду і азот або N_2O . Чим лівіше метал в цьому інтервалі (чим ближче до алюмінію), тим ймовірніше утворення азоту, наприклад:



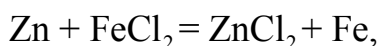
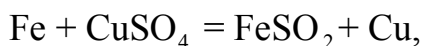
в) Малоактивні метали під час взаємодії з розбавленою нітратною кислотою утворюють сіль, воду і оксид нітрогену(II), наприклад:



Але рівняння реакцій в цих прикладах є умовними, оскільки насправді виходить суміш сполук Нітрогену, причому, чим вищою є активність металу і нижчою концентрація кислоти, тим нижчим є ступінь окиснення Нітрогену в тому продукті, якого утворюються більше від інших.

Взаємодія металів із солями

Більш активні метали здатні витіснити менш активні з водних розчинів їх солей:



Виконати завдання

Здійсніть перетворення, дайте назву всім речовинам:

Номер варіанту	Схема перетворень
1	$\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4] \rightarrow \text{BeSO}_4$
2	$\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
3	$\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO}$
4	$\text{Mn} \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{Mn(OH)}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2$
5	$\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{Fe(OH)}_4$
6	$\text{Co} \rightarrow \text{Co(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_3 \rightarrow \text{CoCl}_2$
7	$\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$
8	$\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \rightarrow \text{Na[Ag(CN)}_2]$
9	$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_3 \rightarrow \text{NiCl}_2$
10	$\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$
11	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4]$
12	$\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$
13	$\text{Sr} \rightarrow \text{SrH}_2 \rightarrow \text{Sr(OH)}_2 \rightarrow \text{SrCO}_3 \rightarrow \text{SrSO}_4$
14	$\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
15	$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2$
16	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na[Al(OH)}_4]$
17	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 \rightarrow \text{CdSO}_4$
18	$\text{HgSO}_4 \rightarrow \text{HgO} \rightarrow \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Hg(NO}_3)_2$
19	$\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCl}_2$
20	$\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
21	$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
22	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$
23	$\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaCl}$
24	$\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2$
25	$\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$

Дайте назву всім отриманим сполукам. Якщо взаємодія не відбувається, поясніть причини.

ЗАВДАННЯ 7 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Засвоїти наступний матеріал: ступінь окиснення елементів; поняття про окисно-відновні реакції; процеси окиснення і відновлення; найважливіші окисники і відновники; методика розставляння коефіцієнтів у окисно-відновних

реакціях методом електронного балансу; поняття про окисно-відновні потенціали та напрямок протікання окисно-відновних реакцій.

Теоретичні основи

Окисно-відновні реакції – це реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

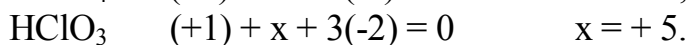
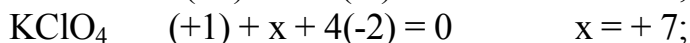
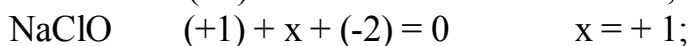
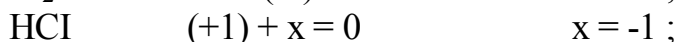
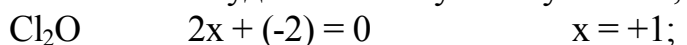
Окиснення – це процес віддавання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що віддають електрони, називаються **відновниками**, самі ж вони окиснюються.

Відновлення – це процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном. Атоми, молекули або йони, що приєднують електрони, називаються **окисниками**, самі ж вони відновлюються.

Приклад 1. Визначте ступінь окиснення хлору в наступних сполуках:



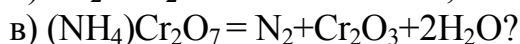
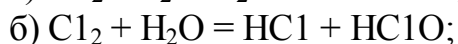
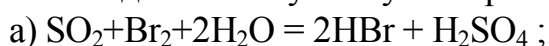
Розв’язання. Позначимо ступінь окиснення хлору через x . Пам’ятаючи, що ступінь окиснення водню й лужних металів дорівнює $+1$, кисню – 2 , а сумарний ступінь окиснення будь-якої сполуки є нульовим, одержимо:



Ступінь окиснення атома позначається арабською цифрою із знаком

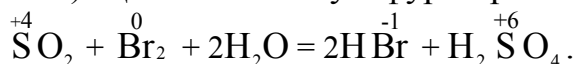
«+» або «-» і ставиться над символом хімічного елемента. Наприклад, $\overset{+1}{\text{Cl}}_2\text{O}$; $\text{Na}\overset{+1}{\text{Cl}}\text{O}$; $\text{K}\overset{+7}{\text{Cl}}\text{O}_4$.

Приклад 2. Які речовини і за рахунок яких елементів виконують роль окисників і відновників у наступних реакціях:

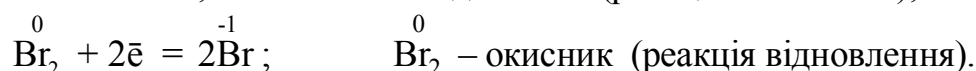


Розв’язання

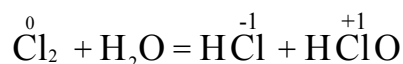
Реакція а) належить до реакцій міжмолекулярного окиснення-відновлення. Знаходимо елементи, що змінюють ступінь окиснення (ступінь окиснення записується над елементом). Це елементи Сульфур і Бром.



Тоді



Реакція б) належить до реакцій диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення):

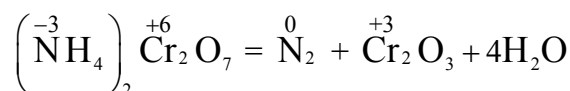


Запишемо дві напівреакції:



З реакцій видно, що Cl_2 одночасно є і відновником, і окисником.

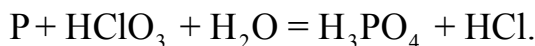
Реакція в) належить до реакцій внутрішньо молекулярного окиснення – відновлення



Запишемо дві напівреакції:



Приклад 3. Методом *електронного* балансу розставте коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції:



Алгоритм складання рівнянь методом електронного балансу

При складанні рівнянь електронного балансу виходять з того, що:

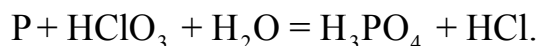
- сума електронів, які беруть участь в реакції відновлення, дорівнює сумі електронів, які беруть участь в реакції окиснення;
- алгебраїчна сума ступенів окиснення окремих атомів, відповідних молекул, дорівнює нулю.

Алгоритм складання рівнянь методом електронного балансу наступний:

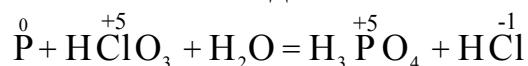
- записують схему окисно-відновної реакції;
- визначають речовини, в яких атоми змінюють свій ступінь окиснення;
- записують 2 рівняння електронного балансу, в яких розраховується кількість електронів, які віддає відновник і приймає окисник;
- зрівнюють кількості прийнятих і відданих електронів введенням множників, виходячи з найменшого спільного кратного для коефіцієнтів у процесах окиснення й відновлення;
- знайдені коефіцієнти (вони є остаточними і не підлягають зміні) підставляють у рівняння реакції перед відповідними формулами речовин у лівій і правій частинах.

е) підбирають коефіцієнти для решти учасників реакції.

Скористаємося наведеним вище алгоритмом для конкретної реакції:

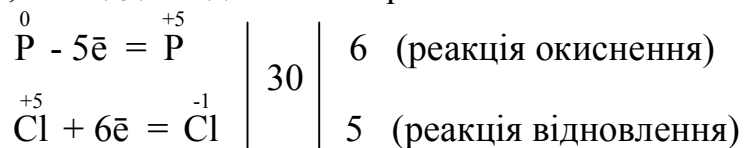


1. Визначимо елементи, що змінили ступінь окиснення, і складімо електронний баланс процесів окиснення й відновлення:



Ступінь окиснення змінюють Фосфор і Хлор.

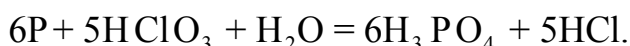
2. Запишемо рівняння електронного балансу, в яких розраховується кількість електронів, які віддає відновник і приймає окисник:



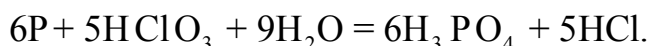
$\overset{0}{\text{P}}$ – відновник; $\overset{+5}{\text{Cl}}$ – окисник.

3. Розрахунок коефіцієнтів у рівнянні реакції. Кількість прийнятих і відданих електронів повинна бути однаковою. Для цього знаходимо *найменше спільне кратне* (НОК) для кількості відданих і прийнятих електронів (для чисел 6 і 5 це число 30). Ділимо найменше спільне кратне на кількість електронів і одержуємо множники – коефіцієнти для кожного рядка балансу. Отже, перше рівняння потрібно помножити на 6, а друге – на 5.

4. Знайдені коефіцієнти підставляємо в рівняння реакції :



5. Підбираємо коефіцієнти для решти учасників реакції. Порівняння лівої і правої частин рівняння показує, що для повного матеріального балансу в лівій частині перед H_2O треба виставити коефіцієнт 9. Тоді, в остаточному вигляді має місце наступне рівняння:



6. Правильність значень підібраних коефіцієнтів перевіряють за балансом атомів Оксигену: в лівій частині кількість атомів Оксигену 24, у правій – також 24.

Виконати завдання

Методом електронного балансу розставити коефіцієнти у наведених окисно-відновних реакціях, вказавши відновник і окисник:

Номер варіанту	Схема окисно-відновної реакції
1	1) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2	1) $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
3	1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{FeCl}_2 + \text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
4	1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Номер варіанту	Схема окисно-відновної реакції
5	1) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	1) $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$ 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
7	1) $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
8	1) $\text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$ 2) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
9	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$ 2) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	1) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{PtCl}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
11	1) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
12	1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
13	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
14	1) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15	1) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl}$
16	1) $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{SO}_2 + \text{HBrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2$
17	1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18	1) $\text{HNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
19	1) $\text{KI} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{CuI} + \text{KCl}$ 2) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
20	1) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HCl} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
21	1) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
22	1) $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$
23	1) $\text{KNO}_2 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HCl}$ 2) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
24	1) $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2$

Номер варіанту	Схема окисно-відновної реакції
	2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
25	1) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

ЗАВДАННЯ 8. ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Засвоїти наступний матеріал: поняття про електродні потенціали. Механізм виникнення електродних потенціалів. Будова подвійного електричного шару на межі електрод – розчин. Водневий електрод. Ряд стандартних потенціалів. Гальванічні елементи. Концентраційні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елемента. Паливні елементи. Марганцево-цинковий сухий елемент.

Теоретична частина

Гальванічні елементи – це хімічні джерела струму (ХДС), в яких хімічна енергія окисно-відновних реакцій, що протікають на електродах, перетворюється в електричну енергію.

У найпростішому випадку гальванічний елемент складається з двох різних електродів (анода і катода) – металевих пластин, з'єднаних через вольтметр металевим провідником, і занурених у розчини їх йонів (добре розчинних солей). Щоб визначити, який електрод в гальванічному елементі відіграє роль анода, а який катода, необхідно порівняти значення електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем (*див. ряд напруг с. 35*).

Анодом є електрод, виготовлений з більш активного металу (стоїть лівіше в ряду напруг металів). На аноді перебігає реакція окислення металу (віддача електронів), при цьому метал відновник розчиняється. Анод – негативний електрод, в схемах гальванічних елементів він позначається знаком мінус А(-).

Катодом є електрод, виготовлений з менш активного металу (стоїть правіше в ряді напруг металів). На катоді перебігає реакція відновлення окисника (йонів металу з прикатодного простору). Катод – позитивний електрод, він позначається знаком плюс К(+).

Металеві електроди з'єднують провідником, по якому від анода до катода рухаються електрони.

Розчини електролітів, в які занурені електроди, з'єднані скляною П-подібною трубкою, заповненою розчином електроліту (зазвичай калій хлорид). Цю трубку називають *електролітичним ключем* або *сольовим містком*. Вона забезпечує йонну провідність між розчинами.

На рисунку 3 наведено приклад цинково-мідного гальванічного елемента.

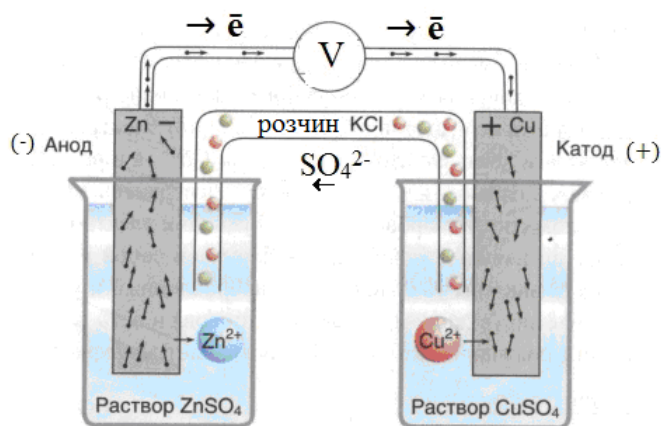


Рисунок 3 – Цинково-мідний гальванічний елемент

У мідно-цинковому гальванічному елементі цинк є анодом ($\varphi^0 = -0,76$ В), а мідь ($\varphi^0 = 0,34$ В) – катодом. Схема цього гальванічного елемента



Процеси, які протікають в мідно-цинковому гальванічному елементі можна відобразити такими рівняннями:

Анодний процес **A(-)** $\text{Zn}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ (окиснення Zn)

Катодний процес **K(+)** $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$ (відновлення йонів Cu^{2+})

Сумарний процес $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+}$

Молекулярна реакція $\text{Zn}^0 + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}^0 + \text{ZnSO}_4$

В процесі роботи гальванічного елемента цинковий електрод розчиняється (маса анода зменшується), а маса катода зростає за рахунок осадження прошарку міді.

Ефективність роботи гальванічного елемента визначається величиною електрорушійної сили (E), яку розраховують як

$$E = \varphi_K - \varphi_A,$$

де φ_K, φ_A – електродні потенціали катоду і аноду, відповідно.

Для мідно-цинкового гальванічного елемента

$$E = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}.$$

Рівняння Нернста

Потенціал електрода φ залежить від ряду факторів:

- природи електрода;
- температури;

- концентрації йонів металу в розчинах, моль/л.

Залежність потенціалу електрода φ від цих чинників описується рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg[Me^{n+}],$$

де $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$ – стандартний електродний потенціал, В

R – газова стала, яка дорівнює 8,31 Дж/моль·К;

T – температура в К;

F – число Фарадея, що дорівнює 96500 Кл/моль;

n – кількість електронів, які беруть участь в елементарному електрохімічному процесі;

$[Me^{n+}]$ – молярна концентрація йона металу в розчині, моль/л;

При температурі 298,15К і підстановці значень усіх констант (R , F , T), рівняння Нернста набуває вигляду:

$$\varphi_{Me^{n+}|Me} = \varphi_{Me^{n+}|Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg c(Me^{n+})$$

Величина стандартного електродного потенціалу $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$, що виникає на межі метал – розчин при стандартних умовах (концентрація йонів металів в розчині 1 моль/л і температура 298 К) залежить тільки від природи металу. Виміряти абсолютне значення $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0$ не можна, але можна виміряти різницю електродних потенціалів (E) двох електродів, потенціал одного з яких відомий. Як еталон (електрод порівняння) з відомим потенціалом використовують *стандартний водневий електрод*, потенціал якого дорівнює нулю ($\varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0$).

Якщо розмістити стандартні електродні потенціали металів, виміряних відносно стандартного водневого електрода, у порядку збільшення значення електродного потенціалу, то утворюється ряд напруг металів (див. табл. 1, Додаток А). Теоретичне і практичне значення ряду напруг металів полягає в тому, що всі елементи в ньому розміщені в залежності від їх електрохімічних властивостей. Гідроген займає ключове положення. До нього зліва направо розміщені активні метали з негативними потенціалами. Після Гідрогену справа розміщені малоактивні метали з позитивними потенціалами. *Основні висновки, які можна зробити, виходячи з положення металу в ряді напруг наведені на с. 35.*

Розрахуємо ЕРС для гальванічного елемента:



$$0,1 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3} \quad 0,01 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3}$$

$$E = \varphi_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} - \varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}};$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = 0,34 - 0,059 = 0,28 \text{ В};$$

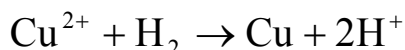
$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,76 - 0,03 = -0,79 \text{ В};$$

$$E = 0,28 - (-0,79) = 1,07 \text{ В}.$$

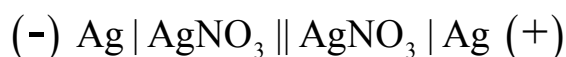
Класифікація гальванічних елементів

Розрізняють наступні гальванічні елементи:

а) *хімічні елементи*, у яких ЕРС виникає внаслідок різної хімічної природи електродів. Під час їхньої роботи відбуваються хімічні перетворення компонентів. Наприклад, у гальванічному елементі



б) *концентраційні елементи*, які складаються з ідентичних за фізичним станом і хімічною природою учасників окисно-відновного процесу. Наприклад, два однакових метала, які занурено в розчин солі того ж метала, з різною концентрацією. Анодом є півелемент з меншою концентрацією розчину солі:



$$0,01 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3} \quad 0,1 \frac{\text{моль}}{\text{дм}^3}$$

ЕРС виникає за рахунок дифузії йонів, а не за рахунок хімічної реакції.

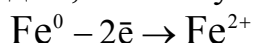
Приклад. Гальванічний елемент складений із залізного і срібного електродів. Концентрація йонів заліза (II) 1 моль/л, йонів срібла 0,01 моль/л. Який метал є анодом, який катодом? Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, яка описує роботу цього гальванічного елемента, наведіть схему роботи елемента й розрахуйте ЕРС.

Розв'язання. Визначимо електродні потенціали даних металів при заданих концентраціях:

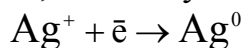
$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}} = \varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = -0,44 + 0 = -0,44 \text{ В}$$

$$\varphi_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = \varphi_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg 0,01 = 0,8 - 0,059 \cdot 2 = 0,68 \text{ В}$$

Залізо має менше значення електродного потенціалу ($\varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}} = -0,44\text{В}$) і є анодом, на якому перебігає процес окиснення заліза:



Срібло, потенціал якого ($\varphi_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = 0,68\text{В}$) вище, ніж потенціал заліза, є катодом, на якому перебігає процес відновлення йонів срібла:



Рівняння окисно-відновної реакції, яка описує роботу цього гальванічного елементу, отримаємо, склавши рівняння анодного і катодного процесів:

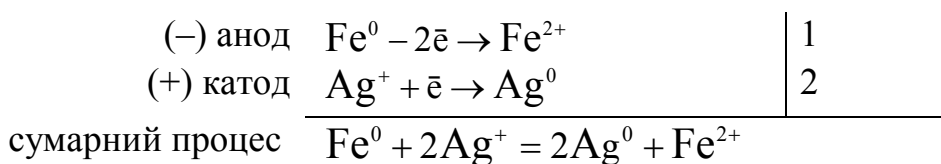
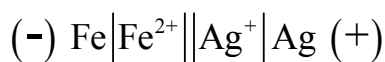


Схема залізно-срібного гальванічного елемента:



Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів катода й анода:

$$E = \varphi_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} - \varphi_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}} = 0,68 - (-0,44) = 1,12 \text{ В}.$$

Виконати завдання

1. Скласти схему гальванічного елемента із зазначених електродів, написати рівняння електродних процесів і сумарної реакції, що відбувається при роботі елемента й розрахувати його ЕРС.

Номер варіанта	Найменування металів	Концентрація йонів металів у розчині, моль/л
1	Мідь, цинк	$c(\text{Cu}^{2+}) = 1$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
2	Алюміній, залізо	$c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$; $c(\text{Fe}^{2+}) = 1$
3	Нікель, свинець	$c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
4	Олово, магній	$c(\text{Sn}^{2+}) = 1$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$
5	Залізо, нікель	$c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,001$
6	Цинк, алюміній	$c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
7	Олово, марганець	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Mn}^{2+}) = 1$
8	Магній, свинець	$c(\text{Mg}^{2+}) = 1$; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$
9	Мідь, алюміній	$c(\text{Cu}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
10	Марганець, залізо	$c(\text{Mn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Fe}^{3+}) = 1$
11	Олово, нікель	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$
12	Свинець, магній	$c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,0001$
13	Цинк, мідь	$c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,001$
14	Срібло, цинк	$c(\text{Ag}^+) = 1$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$

Номер варіанта	Найменування металів	Концентрація йонів металів у розчині, моль/л
15	Нікель, магній	$c(\text{Ni}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$
16	Мідь, срібло	$c(\text{Cu}^{2+}) = 1$; $c(\text{Ag}^+) = 0,1$
17	Олово, цинк	$c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$
18	Нікель, алюміній	$c(\text{Ni}^{2+}) = 1$; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
19	Залізо, цинк	$c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Zn}^{2+}) = 1$
20	Мідь, олово	$c(\text{Cu}^{2+}) = 1$; $c(\text{Sn}^{2+}) = 0,01$
21	Цинк, магній	$c(\text{Zn}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 1$
22	Олово, свинець	$c(\text{Sn}^{2+}) = 1$; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$
23	Свинець, алюміній	$c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$; $c(\text{Al}^{3+}) = 0,001$
24	Нікель, магній	$c(\text{Ni}^{2+}) = 1$; $c(\text{Mg}^{2+}) = 0,01$
25	Марганець, свинець	$c(\text{Mn}^{2+}) = 1$; $c(\text{Pb}^{2+}) = 0,01$

2. Замінити один з електродів стандартним водневим, скласти схему нового гальванічного елемента, написати рівняння електродних процесів і сумарної реакції й розрахувати ЕРС.

ЗАВДАННЯ 9

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

Засвоїти наступний матеріал: хімічна корозія; електрохімічна корозія; фактори, що сприяють виникненню корозійних гальванопар; воднева й киснева деполяризація; атмосферна корозія; корозія за умов нерівномірної аерації; ґрунтова корозія; корозія під дією «блукуючих» струмів; активатори корозії металів. Методи захисту металів від корозії: захисні покриття (металеві, неметалеві); зміна корозійного середовища (усунення деполяризатора й застосування інгібіторів корозії); електрохімічні методи (катодний захист зовнішнім струмом і протекторним захистом), легування, раціональне конструювання.

Теоретична частина

Корозія – процес самодовільної фізико-хімічної взаємодії між металом і середовищем, який призводить до зміни властивостей металу.

За умовами експлуатації та видом корозійного середовища розрізняють:

- атмосферну корозію;
- підземну корозію;
- морську корозію;
- корозію в розплавах електролітів;
- корозійно-механічне руйнування;
- корозію при терті;
- корозію під дією блукуючих струмів.

За механізмом протікання корозії розрізняють хімічну та електрохімічну корозії.

Хімічна корозія – це самодовільне руйнування металу в неелектропровідних середовищах. При хімічній корозії процес окиснення металу та відновлення окисника відбувається в одну стадію (хімічний процес).

До хімічної корозії відносять:

- корозію в неелектролітах (бензин, бензол, бром);
- газову корозію – корозію при контакті металу з сухими газами за високих температур (наприклад, корозія матеріалів двигуна внутрішнього згоряння, лопаток газових турбін та інше).

Типовим процесом хімічної корозії є окиснення металів в атмосфері кисню.



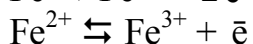
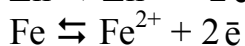
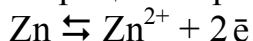
Найбільш небезпечна газова корозія відбувається за температури вище 600 °С.

Електрохімічна корозія – це процес самодовільного розчинення металів у розчинах електролітів, під час якого окиснення металів і відновлення окисника середовища відбувається на різних стадіях і ділянках металу. Електрохімічна корозія виникає при контакті металу з електролітом.

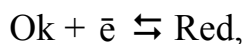
При протіканні електрохімічної корозії одночасно має місце перебіг наступних електродних процеси:

1. *Анодний процес* – перехід йонів металу в розчин і утворення на анодній ділянці металу еквівалентної кількості електронів, які переміщуються до катодної ділянки металу.

Прикладом таких процесів є реакції окиснення:



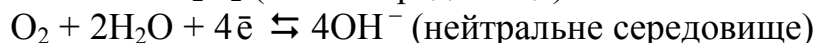
2. *Катодний процес* – зв'язування електронів атомами або молекулами електроліту (деполяризаторами) на поверхні металу, які при цьому відновлюються:



де Ok – окисник, який знаходиться в розчині електроліту;

Red – відновна форма окисника.

Прикладом катодних процесів можуть бути такі реакції відновлення:

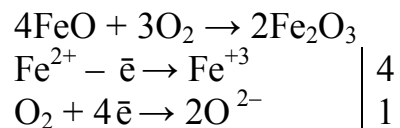
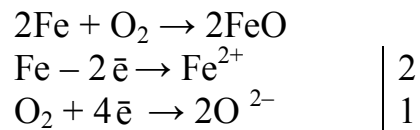


А також, окисником може бути катіон металу у найвищому ступені окиснення, наприклад, $\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$

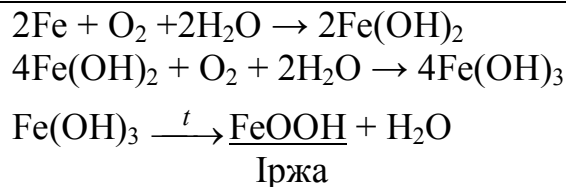
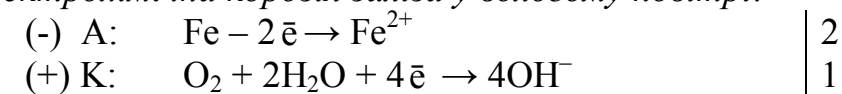
Анодний і катодний процеси, які наведені на схемі умовно називають первинними процесами, а продукти їх взаємодії первинними продуктами корозії.

Приклади протікання корозійних процесів

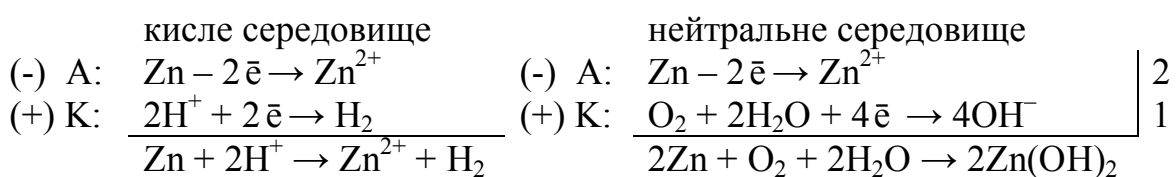
1. Хімічна корозія заліза в сухому повітрі:



2. Електрохімічна корозія заліза у вологому повітрі:



3. Електрохімічна корозія металів *Fe* і *Zn*, які контактують у кислому та нейтральному середовищі. Оскільки цинк має менший за залізо стандартний електродний потенціал, то його поверхня буде анодом, а поверхня заліза – катодом. На аноді протікає процес окиснення активного металу – цинку, а на поверхні катоду (залізо) відбувається процес відновлення йонів Гідрогену (кисле середовище) або молекул кисню (нейтральне середовище):



Захист металів від корозії

Найбільш надійний засіб боротьби з корозією – це виготовлення апаратів, машин та іншого обладнання із корозійностійких матеріалів. Однак, його не завжди можна використати з економічних, технічних, технологічних та інших міркувань, зокрема, через низьку пластичність та велику вартість таких матеріалів. Саме цьому більшість виробів виготовляють із дешевих та доступних матеріалів з наступним захистом їх від корозії.

До методів, які впливають на метал відносять:

– *раціональне конструювання* – видалення вузлів з агресивного середовища, виключення зон локального руйнування (ділянок накопичення вологи, щілин, зазорів, небажаних контактів металів і механічних напруг: при з'єднанні вузлів

металоконструкцій слід віддавати перевагу зварним з'єднанням, на відміну від клепки та з'єднання болтами);

- *легування* – введення компонентів, що створюють об'ємний або поверхневий екрануючий шар, зменшує катодну або анодну активність сплаву, запобігає структурній корозії;

- *обробка поверхні* – термічна, механічна, хімічне або електрохімічне полірування;

- *нанесення захисних покриттів*.

До методів впливу на агресивне середовище та умови експлуатації відносять;

- *електрохімічний захист* (катодний, протекторний та анодний);

- *осушення повітря* з використанням активованого силікагелю, підігрівом та додаванням нейтралізуючих речовин;

- *створення штучних середовищ* з леткими нейтралізуючими компонентами, інгібіторами; деаерація водних розчинів, застосування нейтральних або слабо лужних середовищ.

До методів впливу на механізм і кінетику корозійних процесів належать *електрохімічний захист* (катодний, протекторний та анодний).

Окрему групу методів складають комбіновані, такі як:

- *комплекс методів впливу на метал* (обробка поверхні та нанесення покриттів);

- *комплекс методів впливу на середовище* (коригування pH розчинів і введення інгібіторів);

- *комплекс методів впливу на метал і середовище* (нанесення покриттів та змінення pH);

- *комплекс методів впливу на метал та механізм корозійного процесу* (нанесення покриттів і використання катодного захисту)

Виконати завдання

Значення стандартних електродних потенціалів наведені в таблиці 1 Додатку А.

1. Описати механізм корозійного процесу при контакті двох металів, наведених нижче, у кислому середовищі та в умовах вологої атмосфери:

Номер варіанта	Контакт двох металів	Номер варіанта	Контакт двох металів
1	2	3	4
1	Al/Fe	13	Fe/Mn
2	Cu/Al	14	Au/Al
3	Mg/Zn	15	Mg/Cu
4	Ag/Fe	16	Zn/Ni
5	Zn/Cu	17	Fe/Cu
6	Ag/Mg	18	Zn/Ag

Продовження таблиці

1	2	3	4
7	Ni/Fe	19	Au/Zn
8	Cr/Al	20	Ni/Au
9	Pb/Fe	21	Mg/Fe
10	Zn/Ag	22	Fe/Cr
11	Au/Fe	23	Pb/Cu
12	Zn/Al	24	Zn/Cu
		25	Fe/Au

2. Навести приклади катодних і анодних металевих покриттів сталевих виробів, що експлуатуються в умовах вологої атмосфери.

3. Що відбудеться у випадку порушення цілісності захисного металевого покриття?

4. Який вид захисту від корозії можна запропонувати для великогабаритних сталевих виробів, що експлуатуються в морській воді; у вологій атмосфері ґрунту?

ЗАВДАННЯ 10

ДОБУВАННЯ І ВЛАСТИВОСТІ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Засвоїти наступний матеріал: класифікація органічних сполук, добування і властивості алканів, алкенів, алкінів, спиртів, альдегідів, кетонів, карбонових кислот, складних естерів, ароматичних вуглеводнів; токсичні речовини на транспорті.

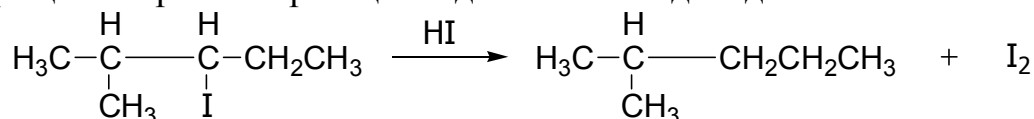
Приклади розв'язування задач

Завдання 1. З 3-йод-2-метилпентану добудьте: а) 2-метилпентан; б) 2-метил-3-етилпентан. Подійте на речовину «б»: 1. Cl_2 ; 2. HNO_3 ; 3. $SO_2 + Cl_2$.

Розв'язання. Для розв'язання задач такого типу насамперед треба написати структурні формули вихідних і кінцевих продуктів. Умову зручно виразити за такою схемою



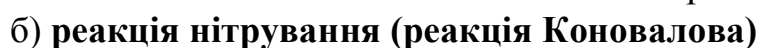
Далі міркуємо так: для того щоб з рекомендованого галогенопохідного алкану добути насичений вуглеводень з таким самим числом атомів Карбону (а), краще використати реакцію відновлення йодоводнем:



$$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{I} \end{array} + 2\text{Na} + \text{ICH}_2\text{CH}_3 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array} + 2\text{NaI}$$

При заміщенні атомів водню сульфогрупою також діє правило Марковникова, але воно має виключення – внаслідок великих розмірів сульфогрупи в третинному атомі заміщення водню неможливе, але воно можливе у вторинному, а потім у первинному атомі Карбону.

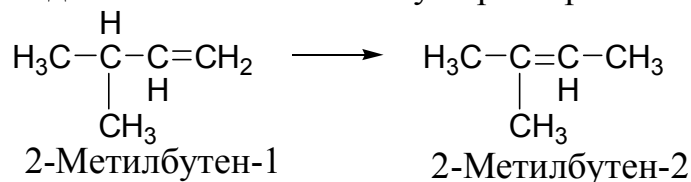
а) реакція хлорування


$$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{CH}_3 \\ \text{2-метил-3-етилпентан} \end{array} + \text{HO-NO}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{NO}_2 \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{CH}_3 \\ \text{2-нітро-2-метил-3-етилпентан} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$$

Умови реакції: реагенти – суміш сірчастого газу і хлору ($SO_2 + Cl_2$), ультрафіолетове випромінювання ($h\nu$).



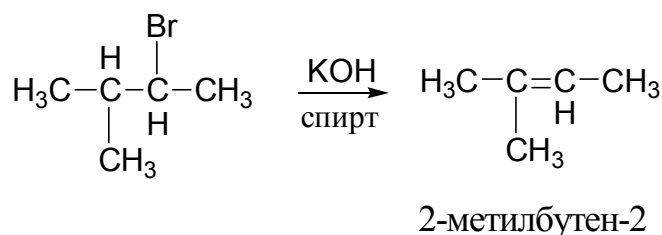
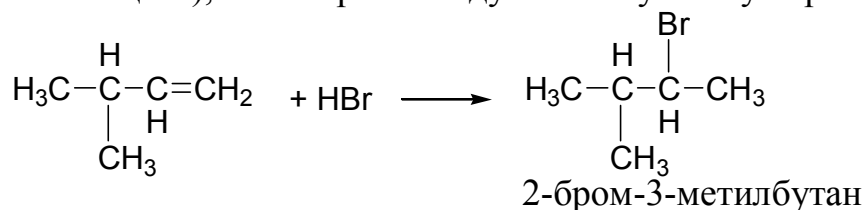
Задача 2. Напишіть схему перетворення:



Подійте на 2-метилбутен-2: а) Cl_2 ; б) H_2O ; в) водним розчином KMnO_4 .

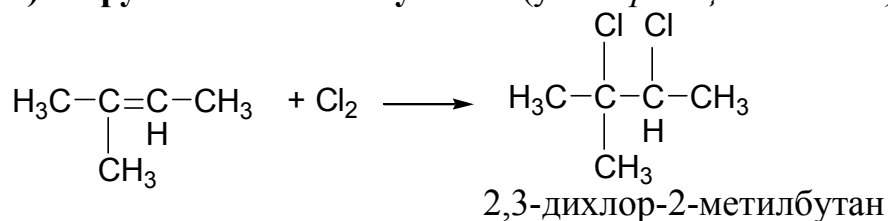
Дайте назву всім продуктам реакцій.

Розв'язання. Знаючи закономірності реакцій приєднання галогеноводнів до етиленових вуглеводнів (правило Марковникова) і правило відщеплення галогеноводнів від галогеналканів при дії на них спиртового розчину лугу (правило Зайцева), можна рекомендувати таку схему перетворення:



Правило Зайцева: при відщепленні галогеноводню від молекули галогеналкану відщеплення атома водню йде від того атому Карбону, біля якого є менше атомів водню. Той самий результат дістанемо і в разі приєднання, а потім відщеплення води при наявності сульфатної кислоти.

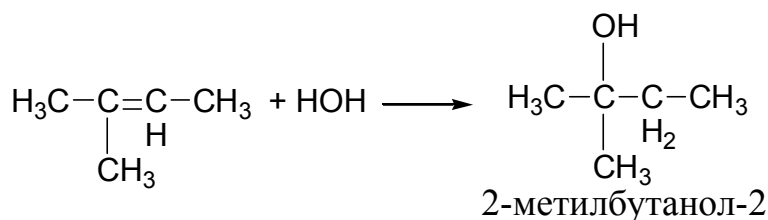
а) хлорування 2-метилбутена-2 (умови реакції: звичайні).



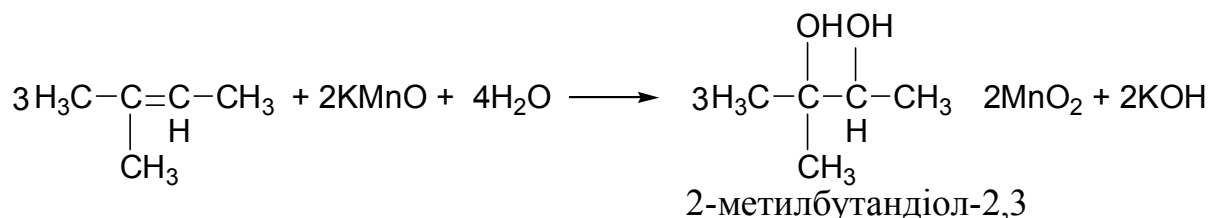
б) приєднання води – реакція гідратації (умови реакції: 300–350°C, тиск 95 атм., каталізатори (ZnSO_4 та H_2SO_4)).

Правило Марковникова: в реакціях приєднання галогеноводнів або води до несиметричних алкенів атом водню приєднується за місцем подвійного зв'язку до того атому вуглецю, біля якого є більше атомів водню (до найбільш гідрогенізованого атому вуглецю), а гідроксигрупа чи галоген – до того вуглецю біля якого їх менше або нема зовсім.

Тоді



в) реакція окислення перманганатом калію в нейтральному середовищі (реакція Вагнера) – звичайні умови



Завдання 3. Закінчіть запропоновані схеми хімічних реакцій:

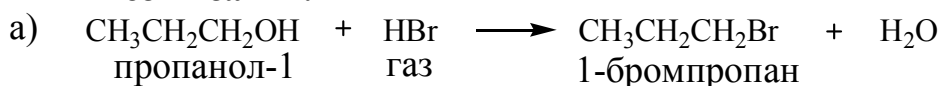
а) пропанол-1 + бромистоводнева кислота;

б) окиснення бутанолу-1;

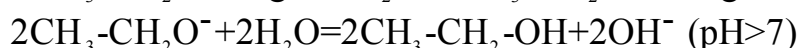
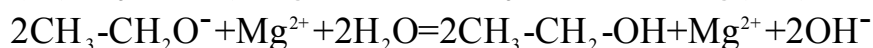
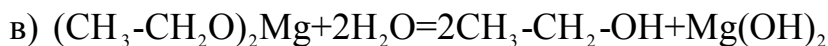
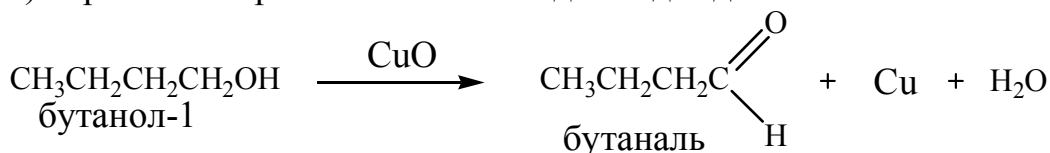
в) гідроліз магній етанолату;

Назвіть усі продукти реакцій.

Розв'язання.



б) первинні спирти окислюються до альдегідів

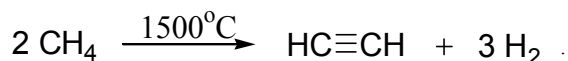


Завдання 4. Як здійснити такі перетворення:

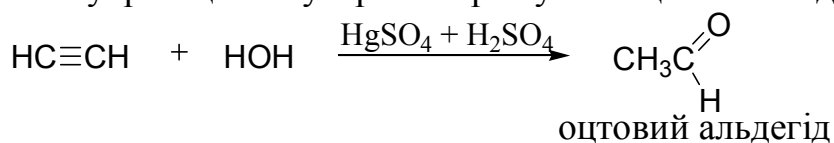
а) А → ацетилен → Б → оцтова кислота;

Розв'язання.

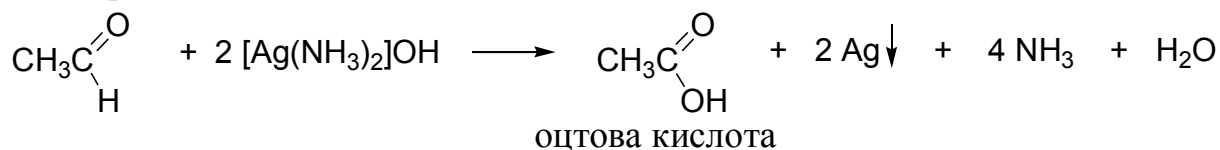
а) ацетилен можна добути реакцією високотемпературного піролізу метану:



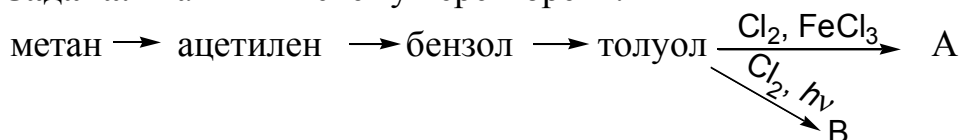
З ацетилену реакцією Кучерова отримують оцтовий альдегід



Оцтову кислоти з оцтового альдегіду добувають реакцією «срібного дзеркала» – реакція окиснення

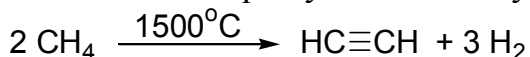


Задача. Напишіть схему перетворень:

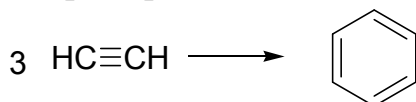


Розв'язання:

1. Ацетилен отримують з метану за реакцією піролізу:

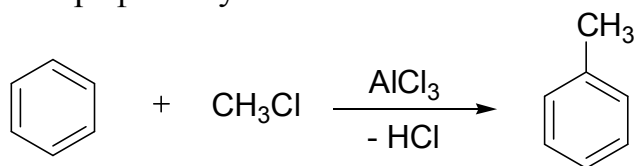


2. Тримеризацією ацетилену добувають бензол:



Умови реакції: 600°C , активоване вугілля.

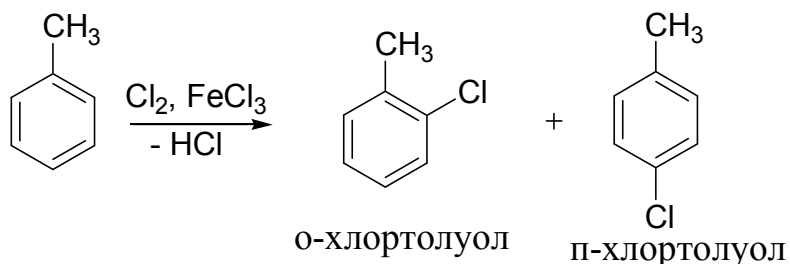
3. Тoluол з бензолу можна отримати за допомогою синтезу Фріделя-Крафтса-Густавсона:



4. Хлорування толуолу.

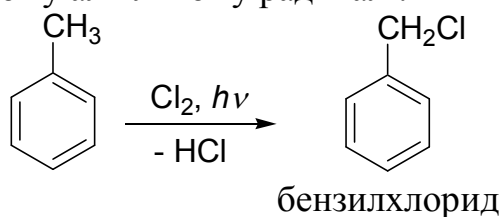
а) хлорування толуолу у присутності FeCl_3 .

Оскільки, радикал $-\text{CH}_3$ є замісником першого роду (о- і п-орієнтант), то при хлоруванні толуолу хлор буде заміщувати атоми водню в бензольному ядрі в о- і п-положенні:



б) хлорування толуолу за жорстких умов ($h\nu$).

Якщо реакцію хлорування проводити за жорстких умов (висока температура, опромінення), то заміщення йде не в бензольному ядрі, а у боковому алкільному радикалі:

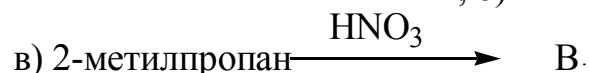
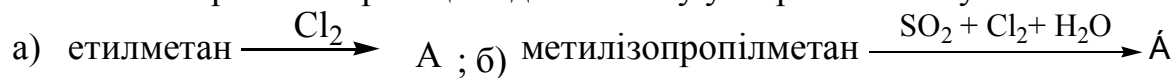


Контрольні завдання

1. Синтезом Дюма із солі відповідної карбонової кислоти отримайте 2-метилпропан і подійте на нього: 1. Cl_2 ; 2. HNO_3 ; 3. $SO_2 + Cl_2 + H_2O$. Проведіть синтез Вюрца з 2-метилпропаном. Дайте назву всім речовинам.

2. За допомогою синтезів Вюрца та Дюма отримайте пропан і подійте на нього: 1. Cl_2 ; 2. HNO_3 ; 3. $SO_2 + Cl_2 + H_2O$. Дайте назву всім речовинам.

3. Напишіть рівняння реакцій і дайте назву утвореним сполукам:



З речовиною А проведіть синтез Вюрца. Дайте назву всім речовинам.

4. Напишіть схему добування 2-метилпентану з відповідних галогенпохідних. Подійте на ізобутан: 1. Cl_2 ; 2. HNO_3 ; 3. $SO_2 + Cl_2 + H_2O$. Дайте назву продуктам реакцій.

5. Напишіть рівняння реакцій і дайте назву продуктам реакцій:



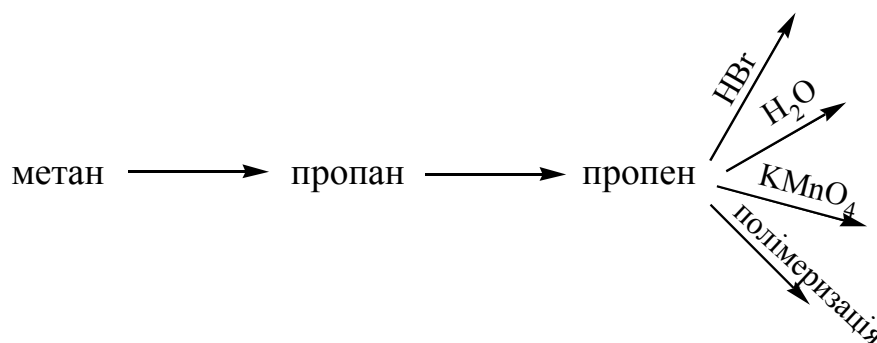
З 2-метилбутаном здійсніть синтез Вюрца.

Виведіть ізомери вуглеводню C_5H_{10} і дайте йому назву за систематичною та раціональною номенклатурами. Подійте на пентен-1: а) HCl ; б) H_2O ; в) $KMnO_4 + H_2O$; г) полімеризація. Дайте назву всім продуктам реакцій.

6. Напишіть структурні формули: а) 3-метилпентен-2; б) несим. - метилізопропілетен. Дайте назву за іншою номенклатурою. Які речовини утворюються при дії на гексен-2: а) водного розчину $KMnO_4$; б) H_2O ; в) HBr ; г) полімеризація. Дайте назву всім продуктам реакцій.

7. Двома способами з: а) моногалогеналкану; б) спирту отримайте 3-метилбутен-2 і подійте на нього: а) Cl_2 ; б) H_2O ; в) водним розчином $KMnO_4$; г) полімеризація. Дайте назву всім продуктам реакцій.

8. Здійсніть перетворення:



Назвіть усі речовини.

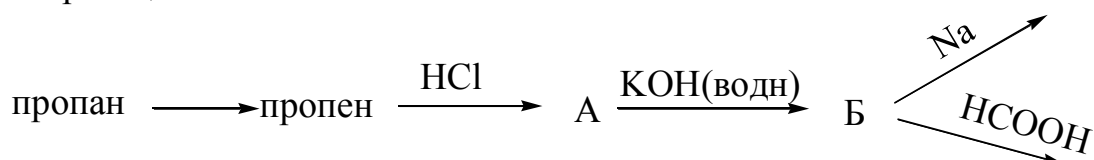
9. Отримайте бутен-1 із: а) спирту; б) галогенпохідного алкану і подійте на нього: а) Br_2 ; б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; в) полімеризація. Дайте назву продуктам реакцій.

10. Напишіть структурні формули: а) метилетилізопропілетилену; б) триметилетилену. Дайте назву цим сполукам за систематичною номенклатурою. На 2-метилпропен подійте: а) H_2O ; б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; в) полімеризація. Дайте назву продуктам реакцій.

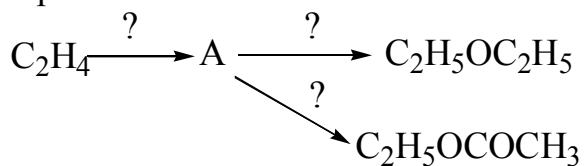
11. Із відповідного ненасиченого вуглеводню отримайте пропанол-2 подійте на нього: а) калієм; б) пропановою кислотою; в) окиснення; г) отримайте простий етер.

12. Із відповідного моногалогеналкану отримайте 2-метилпропанол-1 і подійте на нього: а) натрієм; б) мурашиною кислотою; в) PCl_3 ; г) міжмолекулярна дегідратація.

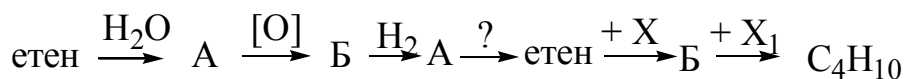
13. Ідентифікуйте всі невідомі речовини в схемах. Назвіть їх. Напишіть рівняння реакцій.



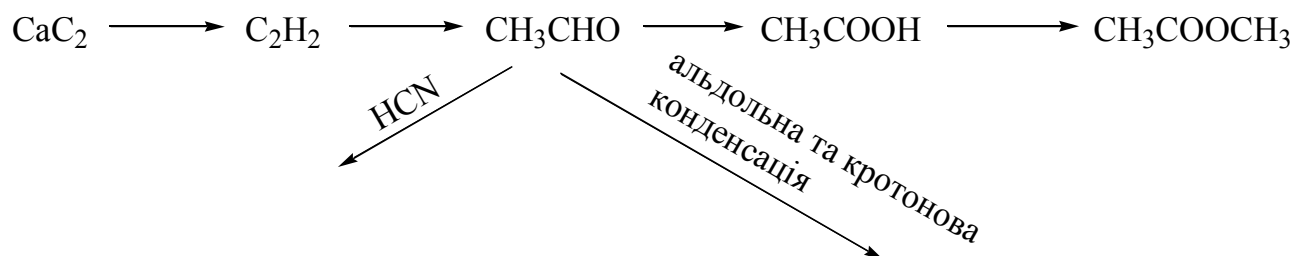
14. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



15. Ідентифікуйте всі невідомі речовини в схемах. Назвіть їх. Напишіть рівняння реакцій.



16. Здійсніть перетворення:



Дайте назву всім отриманим сполукам.

17. Синтезуйте двома способами 3-метилбутаналь і подійте на нього: а) HCN ; б) PCl_5 ; в) окиснення. Дайте назву всім отриманим сполукам.

18. Напишіть ізомери речовини $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Назвіть за раціональною та систематичною номенклатурами. На метилоцтовий альдегід подійте: а) H_2 ; б) аміачним розчином AgNO_3 ; в) PCl_5 . Дайте назву всім отриманим сполукам.

19. Отримайте з відповідних спиртів бутаналь та диетилкетон і подійте на них: а) $Ag_2O(NH_4OH)$; б) HCN ; в) PCl_5 ; г) альдольна і кротонова конденсація; д) гідроксиламіном. Назвіть усі продукти реакцій.

20. Отримайте етилпропілкетон і 2-метилпропаналь з відповідних спиртів. Проведіть з ними реакції: а) окиснення; б) приєднання HCN ; в) заміщення кислороду галогеном; г) альдольна і кротонова конденсація. Назвіть усі продукти реакцій.

21. Виходячи з бензолу і інших сполук, отримайте такі речовини: а) п-хлоретилбензол; б) м-нітрохлорбензол; в) о-бромбензойну кислоту. Дайте назву всім продуктам реакцій.

22. Синтезуйте такі вуглеводні: а) вінілбензол; б) о-бромтолуол. На а подійте: а) H_2 (різні умови); б) HNO_3 ; в) Br_2 ; г) окиснення. Дайте назву всім продуктам реакцій.

23. Синтезуйте з бензолу: а) етилбензол; б) нітробензол. Подійте на речовину а: а) Cl_2 (різні умови); б) окиснення; в) нітрування. Дайте назву всім продуктам реакцій.

24. З метану отримайте : а) сульфобензол; б) ксилол. Подійте на а: а) H_2 (P,t, Kt); б) Br_2 ; в) нітрування. Дайте назву всім продуктам реакцій.

25. Виходячи з гептану отримайте толуол і подійте на нього: а) HNO_3 ; б) Br_2 (різні умови); в) окиснення. Дайте назву всім продуктам реакцій.

Таблиця № 1 – Стандартні електродні потенціали металів

Електрод	$E^0, \text{В}$	Електрод	$E^0, \text{В}$
Li^+/Li	-3,02	Co^{2+}/Co	-0,28
Rb^+/Rb	-2,99	Ni^{2+}/Ni	-0,25
K^+/K	-2,92	Sn^{2+}/Sn	-0,14
Ba^{2+}/Ba	-2,90	Pb^{2+}/Pb	-0,13
Sr^{2+}/Sr	-2,89	$\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2$	0,00
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Sb^{3+}/Sb	+0,20
Na^+/Na	-2,71	Bi^{3+}/Bi	+0,23
La^{3+}/La	-2,37	Cu^{2+}/Cu	+0,34
Mg^{2+}/Mg	-2,34	Cu^+/Cu	+0,52
Al^{3+}/Al	-1,67	Ag^+/Ag	+0,80
Mn^{2+}/Mn	-1,05	Pd^{2+}/Pd	+0,83
Zn^{2+}/Zn	-0,76	Hg^{2+}/Hg	+0,86
Cr^{3+}/Cr	-0,71	Pt^{2+}/Pt	+1,20
Fe^{2+}/Fe	-0,44	Au^{3+}/Au	+1,42
Cd^{2+}/Cd	-0,40		

Список рекомендованої літератури

1. Мураєва О. О. Конспект лекцій з дисципліни «Хімія» (для студентів 1 курсу денної та заочної форм навчання, спеціальності 263 – Цивільна безпека, 263 – Охорона праці, 275 – Транспортні технології) / О. О.Мураєва, Т. Д. Панайотова. – Харків, ХНУМГ ім. О.М. Бекетова, 2017. – 120 с.
2. Панаєтова Т. Д. Химия: учебное пособие для иностранных студентов подготовительного отделения /Т. Д. Панаётова, І. С. Зайцева, О. А. Мураева; Харьков. нац. ун-т гор. хоз-ва им. А. Н. Бекетова. – Харьков: ХНУГХ им. А. Н. Бекетова, 2014. – 149 с.
3. Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – Л.: Хімія, 1987. – 704 с.
4. Курс общей химии: ученик / Под ред. Н. В. Коровина. – М. : Высш. шк., 1990. – 446 с.
5. Глинка Н. Л. Задания и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1988. – 271 с.
6. Основи загальної хімії: підручник / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало. – Львів: «Світ», 2000. – 424 с.
7. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Н. В. Романова. – Київ : Ірпін'я і ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
8. Сахненко М. Д. Основи теорії корозії та захисту металів [Текст] / навч. посібник / М. Д. Сахненко, М. В. Ведь, Т. П. Ярошок. – Харків : НТУ «ХПІ, Харків, 2005. – 240 с.

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання контрольної роботи

з дисципліни

«ХІМІЯ»

*(для студентів I курсу заочної форми навчання,
спеціальностей 263 – Цивільна безпека, 263 – Охорона праці,
275 – Транспортні технології)*

Укладачі : **МУРАЄВА** Ольга Олексіївна,
ПАНАЙОТОВА Тетяна Дмитрівна,
ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна,
НЕСТЕРЕНКО Сергій Вікторович

Відповідальний за випуск О. О. Мураєва

За авторською редакцією

Комп'ютерне верстання О. О. Мураєва

План 2016, поз. 151 М

Підп. до друку 09.03. 2017р.

Друк на ризографі

Зам. №

Формат 60 * 84/16

Ум. друк. арк. 2,5

Тираж 50 пр.

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002
Електронна адреса: rectorat@kname.edu.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК № 5328 від 11.04.2017 р.